



Уральский
федеральный
университет

имени первого Президента
России Б.Н.Ельцина

Химико-
технологический
институт

**М. Н. ИВАНЦОВА
И. С. СЕЛЕЗНЕВА**

ОСНОВЫ СТРОЕНИЯ И СВОЙСТВА БИОНЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Учебное пособие

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
УРАЛЬСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ ПЕРВОГО ПРЕЗИДЕНТА РОССИИ Б. Н. ЕЛЬЦИНА

М. Н. Иванцова, И. С. Селезнева

ОСНОВЫ СТРОЕНИЯ И СВОЙСТВА БИОНЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Учебное пособие

Рекомендовано методическим советом
Уральского федерального университета в качестве учебного пособия
для студентов вуза, обучающихся по направлению подготовки
49.03.01 «Физическая культура»

Екатеринбург
Издательство Уральского университета
2020

УДК 546(075.8)
ББК 24.1я73
И23

Рецензенты:
кафедра химии и процессов горения
Уральского института Государственной
противопожарной службы МЧС России
(и. о. начальника кафедры кандидат химических наук
капитан внутренней службы *А. В. Кокиаров*);
Е. В. Щегольков, кандидат химических наук,
старший научный сотрудник лаборатории фторорганических соединений
Института органического синтеза УрО РАН

Иванцова, М. Н.
И23 Основы строения и свойства бионеорганических соединений :
учебное пособие / М. Н. Иванцова, И. С. Селезнева ; Министерст-
во науки и высшего образования Российской Федерации, Ураль-
ский федеральный университет. — Екатеринбург : Изд-во Урал.
ун-та, 2020. — 148 с. : ил. — Библиогр.: с. 126. — 100 экз. — ISBN
978-5-7996-2980-9. — Текст : непосредственный.

ISBN 978-5-7996-2980-9

Учебное пособие включает в себя теоретический материал, связанный
с изучением простых и сложных бионеорганических веществ, входящих
в состав организма человека, и их роли в процессе жизнедеятельности
организма. По каждой теме занятий даются контрольные вопросы для
самопроверки знаний.

Для студентов бакалавриата 1-го курса, обучающихся по направлению
49.03.01 «Физическая культура».

УДК 546(075.8)
ББК 24.1я73

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	6
1. Классификация веществ.....	7
2. Металлы и неметаллы.....	10
2.1. Общая характеристика металлов и неметаллов.....	10
2.1.1. Металлы.....	10
2.1.2. Неметаллы.....	14
2.2. Содержание и биологическая роль металлов и неметаллов в организме человека.....	17
Контрольные вопросы для самопроверки знаний.....	37
3. Оксиды.....	39
3.1. Классификация оксидов.....	39
3.2. Номенклатура оксидов.....	41
3.3. Графические формулы оксидов.....	42
3.4. Физические свойства оксидов.....	43
3.5. Химические свойства оксидов.....	43
3.5.1. Химические свойства несолеобразующих оксидов.....	43
3.5.2. Химические свойства солеобразующих оксидов.....	44
3.6. Амфотерные оксиды.....	45
3.7. Способы получения оксидов.....	46
3.8. Области применения оксидов.....	48
Контрольные вопросы для самопроверки знаний.....	49
4. Кислоты.....	50
4.1. Классификация кислот.....	51
4.2. Номенклатура кислот.....	53
4.3. Графические формулы кислот.....	55
4.4. Физические свойства кислот.....	56
4.5. Химические свойства кислот.....	56

4.6. Способы получения кислот.....	60
4.7. Области применения кислот.....	61
Контрольные вопросы для самопроверки знаний.....	61
5. Основания.....	63
5.1. Классификация оснований.....	64
5.2. Номенклатура оснований.....	66
5.3. Графические формулы оснований.....	66
5.4. Физические свойства оснований.....	67
5.5. Химические свойства оснований.....	67
5.6. Амфотерные гидроксиды.....	68
5.7. Способы получения оснований.....	70
5.8. Области применения оснований.....	70
Контрольные вопросы для самопроверки знаний.....	71
6. Соли.....	73
6.1. Классификация солей.....	74
6.2. Номенклатура солей.....	79
6.3. Графические формулы солей.....	80
6.4. Физические свойства солей.....	82
6.5. Химические свойства солей.....	82
6.6. Способы получения солей.....	84
6.7. Области применения солей.....	86
6.8. Генетическая взаимосвязь между основными классами неорганических соединений.....	87
Контрольные вопросы для самопроверки знаний.....	88
7. Классификация химических реакций.....	90
Контрольные вопросы для самопроверки знаний.....	94
8. Общие закономерности химических реакций.....	96
8.1. Химическая кинетика.....	96
8.2. Влияние различных факторов на скорость химической реакции.....	99
8.3. Химическое равновесие.....	105
8.4. Смещение химического равновесия.....	109
Контрольные вопросы для самопроверки знаний.....	112
9. Окислительно-восстановительные реакции.....	114
9.1. Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций.....	114

9.2. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.....	117
9.3. Типы окислительно-восстановительных реакций.....	119
9.4. Влияние основных факторов на протекание окислительно-восстановительных реакций.....	122
Контрольные вопросы для самопроверки знаний.....	124
Библиографический список	126
Словарь основных терминов и понятий	127
Ответы на контрольные вопросы для самопроверки знаний	137
Приложения	141
<i>Приложение 1. Таблица Менделеева</i>	142
<i>Приложение 2. Таблица растворимости кислот, оснований, солей</i>	143
<i>Приложение 3. Изменение окраски индикаторов в зависимости от среды</i>	144
<i>Приложение 4. Значение рН для некоторых кислот</i>	145
<i>Приложение 5. Качественные реакции на катионы и анионы</i>	146

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебное пособие «Основы строения и свойства бионеорганических соединений» адресовано студентам бакалавриата, обучающимся по направлению подготовки «Физическая культура», и может использоваться при изучении курса «Бионеорганическая химия».

Дисциплина «Бионеорганическая химия» является кореквизитом по отношению к дисциплине «Молекулярные основы жизнедеятельности человека» и пререквизитом по отношению к дисциплине «Биохимия мышечной деятельности», входящей в модуль «Биохимические основы спортивной деятельности».

Учебное пособие охватывает круг вопросов, связанных с изучением простых и сложных бионеорганических веществ, входящих в состав организма человека, и их роли в процессе жизнедеятельности организма.

Теоретический материал пособия не является повторением школьной образовательной программы, в книге концептуально излагаются основные идеи, принципы, законы современного естествознания, имеющие мировоззренческое значение для современной культуры. Данный курс призван расширить представления студентов в области бионеорганической химии и биологии, научить их работать с литературой и применять теоретические знания для получения практических результатов.

В учебное пособие включены теоретические разделы по темам занятий. Кроме того, в каждой главе содержатся контрольные вопросы, которые могут быть использованы студентами для проверки своих знаний в ходе самостоятельной подготовки к лекционным и практическим занятиям, а также преподавателями при проведении практических занятий и текущего контроля уровня знаний студентов.

1. КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ

Классификация веществ предусматривает объединение многочисленных и разнообразных соединений (в настоящее время известно порядка 10 млн соединений) в определенные классы или группы, которые обладают сходными свойствами и признаками.

Учебные химические издания и научная литература используют международную номенклатуру, разработанную Международным союзом теоретической и практической химии (ИЮПАК). В технической литературе и лабораторной практике часто применяют тривиальные названия, например, едкий натр, сода, соляная кислота, медный купорос, олеум.

Все вещества, встречающиеся в природе, можно подразделить на **индивидуальные химические вещества**, которые состоят из частиц одного вида, и **смеси веществ**, состоящие из разных частиц.

Чистые химические вещества, в свою очередь, подразделяются на **простые** и **сложные**. В настоящее время известно около 500 простых веществ, с учетом всех аллотропных модификаций элементов. Кроме того, простые вещества можно подразделить на **металлы** и **неметаллы** (рис. 1).

К **неметаллам** относятся простые вещества, образованные следующими химическими элементами:

Элементы

Благородные газы

Галогены

Халькогены

А также:

азот, фосфор, мышьяк,

углерод, кремний, бор, водород

Формулы неметаллов

He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

F₂, Cl₂, Br₂, I₂, At

O₂, S, Se, Te, кроме Po

N₂, P, As

C, Si, B, H₂

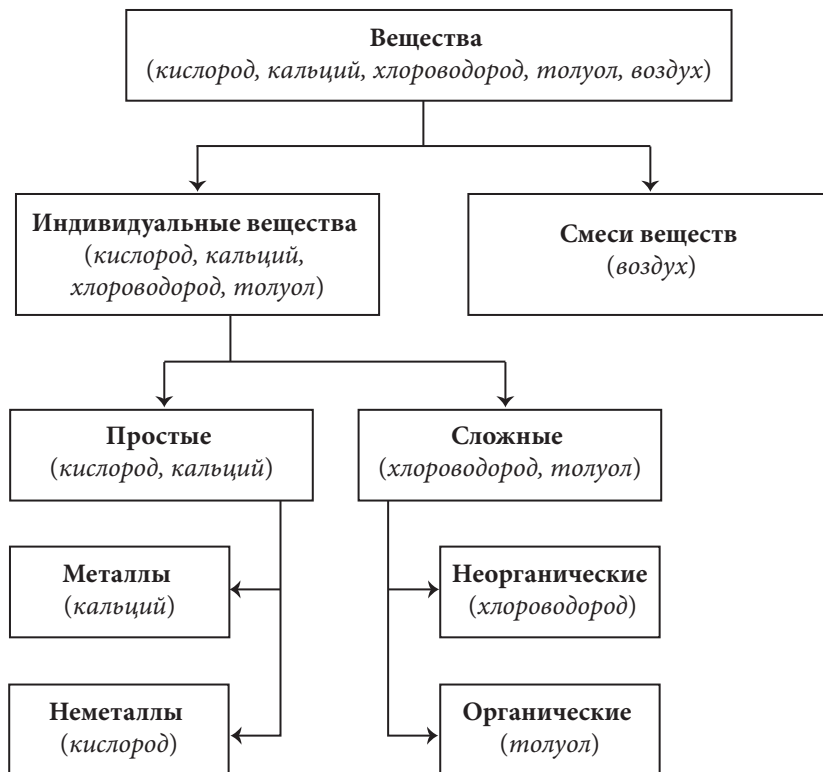


Рис. 1. Схема классификации химических веществ

Остальные элементы относятся к **металлам**.

Сложные вещества подразделяются, в свою очередь, на **органические** и **неорганические**.

Органическими соединениями являются те соединения, в состав которых входит элемент углерод, кроме оксидов углерода, угольной кислоты и ее солей — карбонатов, карбидов, цианидов.

Согласно другому определению, **органические соединения** — это углеводороды и их разнообразные производные.

Сложные неорганические вещества подразделяются на следующие основные классы соединений: **оксиды, основания (щелочи, амфотерные гидроксиды), кислоты и соли** (рис. 2).



Рис. 2. Схема классификации неорганических веществ

Однако основания и кислородсодержащие кислоты можно рассматривать как один класс — гидроксиды.

Ряд сложных неорганических соединений можно отнести к неосновным классам неорганических соединений.

2. МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ

2.1. Общая характеристика металлов и неметаллов

2.1.1. Металлы

К металлам относят элементы, которые проявляют в своих соединениях только положительные степени окисления и в простых веществах имеют металлические связи. Металлическая кристаллическая решетка — решетка, образованная нейтральными атомами и ионами металлов, связанными между собой свободными электронами.

В настоящее время 94 из 118 элементов периодической системы химических элементов (таблица Менделеева) (по данным 2019 г., всего открыто 127 элементов) являются металлами (см. прил. 1). В соответствии с местом, занимаемым в периодической системе, различают металлы главных и побочных подгрупп.

Металлы главных подгрупп — это непереходные металлы, которые характеризуются тем, что в их атомах происходит последовательное заполнение *s*- и *p*-электронных оболочек (табл. 1).

Таблица 1

Металлы главных подгрупп

Непереходные металлы	
<i>s</i> -элементы (Ia и IIa подгруппы)	<i>p</i> -элементы (IIIa–VIa подгруппы)
Щелочные металлы — Li, Na, K, Rb, Cs, Fr Щелочно-земельные металлы — Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	IIIa — Al, Ga, In, Tl IVa — Ge, Sn, Pb Va — Sb, Bi VIa — Po

В атомах металлов побочных подгрупп, которые называются переходными металлами, происходит заполнение d- и f-оболочек, и поэтому их можно разделить на d-группу и две f-группы: лантаноиды и актиноиды.

К переходным металлам относят 38 элементов d-группы и 28 металлов f-группы (табл. 2).

Таблица 2

Металлы побочных групп

Переходные металлы	
d-элементы, группа	f-элементы
Ib (Cu, Ag, Au)	14 лантаноидов (от Ce до Lu); 14 актиноидов (от Th до Lr)
IIb (Zn, Cd, Hg)	
IIIb (Sc, Y, La, Ac)	
IVb (Ti, Zr, Hf, Db)	
Vb (V, Nb, Ta, Il)	
VIb (Cr, Mo, W, Rf)	
VIIb (Mn, Tc, Re, Bh)	
VIII (Fe, Co, Ni, Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Rt, Hn, Mt, Db, JI, Rf, Bh, Hn, Mt, Ds, Rg, Cn, Nh, Fl, Mc, Lv, Ts, Og)	

Кроме классической классификации металлов существует также техническая классификация металлов. Обычно выделяют следующие группы:

- 1) **черные металлы** (Fe);
- 2) **тяжелые цветные металлы** (Cu, Pb, Zn, Ni, Sn, Co, Sb, Bi, Hg, Cd);
- 3) **легкие металлы** с плотностью менее 5 г/см³ (Al, Mg, Ca и т. д.);
- 4) **драгоценные металлы** (Au, Ag и платиновые металлы);
- 5) **редкие металлы** (Be, Sc, In, Ge и некоторые другие).

Химические свойства металлов

Химические свойства металлов определяются их положением в таблице Менделеева. Например, металлические свойства в группе возрастают с ростом заряда ядра (сверху вниз), что обусловлено уменьшением силы взаимодействия между ядром и валентными электронами из-за увеличения радиуса атома и за счет возрастания

экранирования электронами, которые располагаются на внутренних атомных орбиталях.

В периоде же металлические свойства химических элементов уменьшаются слева направо, что связано с уменьшением радиуса их атомов за счет увеличения заряда ядра и увеличения притяжения валентных электронов к ядру.

В химическом отношении атомы всех металлов характеризуются малой величиной энергии ионизации и малой способностью удерживать избыточные электроны (сродство к электрону), что приводит к низкой электроотрицательности.

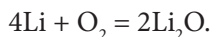
В связи с этим металлы в свободном состоянии являются восстановителями, а в соединениях имеют положительную степень окисления.

Общие химические свойства s-, p-, d- и f-металлов

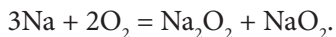
1. Взаимодействие металлов с элементарными окислителями (F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , S и т. д.). Например, реакция с кислородом, как правило, протекает по следующей схеме:



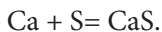
где n — валентность металла.



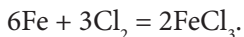
Щелочные металлы могут реагировать с кислородом (в том числе в составе воздуха) при комнатной температуре также с образованием пероксидов:



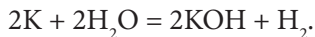
При нагревании металлов с порошком серы образуются соответствующие сульфиды:



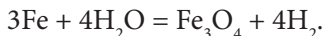
Большинство металлов реагирует с галогенами, при этом образуются галогениды:



2. Взаимодействие металлов с водой. Щелочные и щелочноземельные металлы легко реагируют с водой с образованием растворимых в ней щелочей:

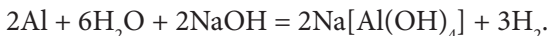


Металлы средней активности реагируют с водой только при нагревании:



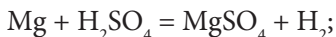
Малоактивные металлы с водой вообще не реагируют.

3. Взаимодействие с щелочами. С щелочами могут реагировать металлы, образующие амфотерные оксиды, и металлы, обладающие высокими степенями окисления, в присутствии сильного окислителя:



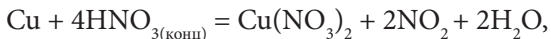
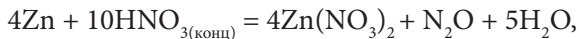
4. Взаимодействие металлов с кислотами. С кислотами металлы реагируют по-разному в зависимости от их активности (положения металла в ряду напряжения) и окислительных свойств кислоты:

а) металлы, стоящие в ряду активности до водорода, реагируют с кислотами (кроме азотной и концентрированной серной кислоты) с образованием солей и водорода, высокоактивные металлы (K, Na, Ca, Mg) реагируют с кислотами с высокой скоростью:

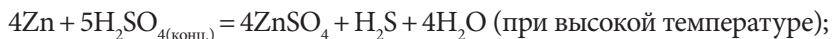
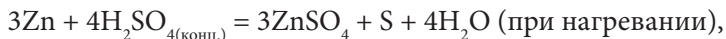
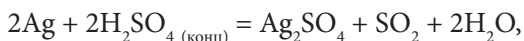


б) малоактивные металлы практически не растворяются в кислотах, это обусловлено образованием на их поверхности пленки нерастворимой соли (например, на поверхности свинца при его разбавлении кислотой образуется нерастворимая соль $PbSO_4$);

в) в азотной кислоте растворяются все металлы, стоящие в ряду активности как до, так и после водорода:



г) концентрированная серная кислота также может вступать в реакции с металлами, расположенными после водорода в ряду активности, в зависимости от условий проведения реакции:



д) алюминий, хром и железо при комнатной температуре не вступают в реакцию с концентрированными серной и азотной кислотами (пассивируются) из-за образования на их поверхности плотной пленки оксида металла.

5. Взаимодействие металлов друг с другом. При высоких температурах металлы способны реагировать друг с другом с образованием сплавов. Сплавы могут быть твердыми растворами и химическими соединениями (Mg_2Pb , SnSb , Na_3Sb_8 , Na_2K и др.).

2.1.2. Неметаллы

Неметаллы — это химические элементы, атомы которых, как правило, принимают электроны для завершения внешнего энергетического уровня, образуя при этом отрицательно заряженные ионы (табл. 3).

Таблица 3

Классификация неметаллов по строению

Неметаллы (простые вещества)	
немолекулярного строения	молекулярного строения
С, В, Si. У этих неметаллов атомные кристаллические решетки , поэтому они обладают большой твердостью и очень высокими температурами плавления	F₂, O₂, Cl₂, Br₂, N₂, I₂, S₈. Для этих неметаллов в твердом состоянии характерны молекулярные кристаллические решетки . При обычных условиях это газы, жидкости или твердые вещества с низкими температурами плавления

Благородные газы в виде простых веществ одноатомны (He, Ne, Ar и т. д.). Галогены, азот, кислород, водород как простые вещества существуют в виде двухатомных молекул (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , N_2 , O_2 , H_2).

Остальные неметаллы могут существовать при нормальных условиях в кристаллическом и в аморфном состояниях.

Практически все неметаллы имеют сравнительно малые радиусы и большое число электронов на внешнем энергетическом уровне — от 4 до 7, для них характерны высокие значения электроотрицательности и окислительные свойства.

Электронные конфигурации валентных электронов элементов-неметаллов приведены в табл. 4.

Таблица 4

Электронные конфигурации валентных электронов неметаллов

$1s^1$	$2s^2 2p^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$
H					
	B	C	N	O	F
		Si	P	S	Cl
			As	Se	Br
				Te	I
					At

Число неметаллов, известных в природе, по сравнению с металлами относительно невелико. Из всех элементов неметаллическими свойствами обладают 22 элемента, при этом они составляют 98,5 % от массы растений и 97,6 % от массы человека. Из шести неорганических элементов, а именно углерода, водорода, кислорода, азота, фосфора и серы, состоят все важнейшие органические вещества. Таким образом, эти элементы являются элементами жизни.

Химические свойства неметаллов

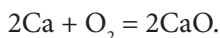
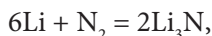
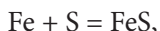
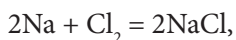
Неметаллы могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства, в зависимости от химического превращения, в котором они принимают участие.

Окислительные свойства неметаллов зависят от численного значения электроотрицательности атома и увеличиваются в следующем порядке:

Si, B, H, P, C, S, I, Br, N, Cl, O, F.

Атомы самого электроотрицательного элемента — фтора — не способны отдавать электроны, он всегда проявляет только окислительные свойства, другие элементы могут проявлять и восстановительные свойства, хотя намного в меньшей степени, чем металлы. Наиболее сильными окислителями являются фтор, кислород и хлор, преимущественно восстановительные свойства проявляют водород, бор, углерод, кремний, фосфор, мышьяк и теллур. Промежуточные окислительно-восстановительные свойства имеют азот, сера, йод.

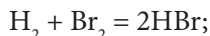
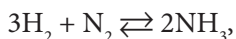
1. Взаимодействие с металлами:



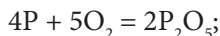
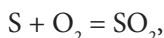
В этих случаях неметаллы проявляют окислительные свойства, они принимают электроны, образуя отрицательно заряженные частицы.

2. Взаимодействие с другими неметаллами:

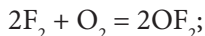
а) при взаимодействии с водородом большинство неметаллов проявляет окислительные свойства, образуя летучие водородные соединения:



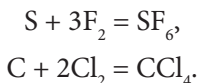
б) при взаимодействии с кислородом все неметаллы, кроме фтора, проявляют восстановительные свойства:



в) при взаимодействии с фтором, который выступает как окислитель, кислород является восстановителем:



г) при взаимодействии неметаллов между собой более электроотрицательный неметалл играет роль окислителя, менее электроотрицательный — роль восстановителя:



2.2. Содержание и биологическая роль металлов и неметаллов в организме человека

Биологическая роль химических элементов в организме человека очень важна и разнообразна. В состав живых организмов входят восемнадцать необходимых элементов (в земной коре их обнаружено около девяноста).

Шесть элементов-неметаллов называются биоэлементами или органогенами, из них построены наиболее важные полимеры, которыми являются белки и нуклеиновые кислоты. К ним относятся водород (I), кислород (II), азот (III), углерод (IV), фосфор (V), сера (VI, II). На долю перечисленных неметаллов приходится 97,6 % массы всего организма человека. Для этих элементов характерна способность образовывать разнообразные связи, что обуславливает огромное число биомолекул, существующих в живых организмах.

Кроме того, было установлено, что десять металлов совершенно необходимы для любого организма, их еще называют металлами жизни. Биогенные металлы принято классифицировать:

— на непереходные элементы: натрий, калий, магний, кальций и цинк;

— на переходные элементы: марганец, железо, кобальт, медь и молибден.

Непереходные элементы характеризуются постоянством степени окисления и возможностью образовывать лишь один тип ионов, а именно Na^+ , K^+ , Mg^{+2} , Ca^{+2} , Zn^{+2} .

Для переходных элементов характерно наличие нескольких довольно устойчивых степеней окисления (Fe^{+2} и Fe^{+3} , Cu^{+1} и Cu^{+2} , Mo^{+6} и Mo^{+5} и т.д.).

Содержание перечисленных элементов в живом организме (в граммах на 70 кг массы тела человека) характеризуется следующими значениями: Са — 1700 г, К — 250, Na — 70, Mg — 42, Fe — 5, Zn — 3, Cu — 0,2, остальных элементов — менее 0,1 г.

Микроэлементы Be, Ba, As, Pb, Cd, Hg, Bi, Tl образуют группу элементов-токсикантов.

Все химические элементы организма условно делят на три группы: макро-, микро- и ультрамикроэлементы (рис. 3).

К **макроэлементам** относятся элементы, содержание которых в организме превышает 0,005–0,001 % массы тела. Это неметаллы — О, С, Н, Р, S, N, Cl, F и металлы — К, Са, Mg и Na. В сумме они составляют около 99 % массы тела человека.

В табл. 5 представлены основные макроэлементы, их содержание и роль в организме человека, а также источники их поступления.

К **микроэлементам** относятся те элементы, доля которых в организме составляет от 0,001 до 0,000001 %. Это цинк, йод, кобальт, хром, железо, медь и др. Хотя содержание таких элементов в организме мало, но их биологическая роль установлена.

В табл. 6 представлены некоторые микроэлементы, их содержание, роль в организме человека и источники поступления.

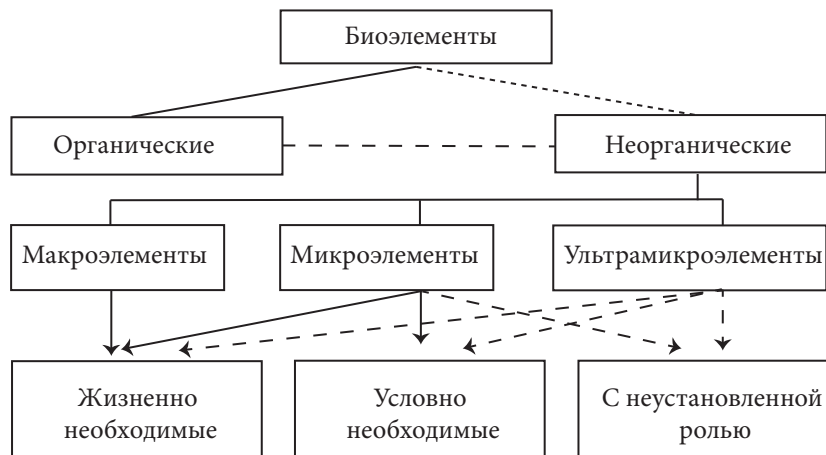


Рис. 3. Классификация элементов с учетом их концентрации и биологической роли в организме

Таблица 5

Основные макроэлементы в организме человека

Элемент и суточная потребность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
Углерод (C), 300 г с пищей	21,15	<ul style="list-style-type: none"> • Основной органический элемент; • Составляющая часть тканей; • Входит в состав белков, углеводов, липидов и других биомолекул; • В некоторых клетках и в крови обнаруживается в виде иона бикарбоната, который участвует в различных биохимических реакциях, например, биосинтез глюкозы и жирных кислот; • Играет важную роль в поддержании кислотно-щелочного равновесия в крови 	Пищевые продукты, воздух, минеральные воды
Азот (N), 8–16 г	3,1	<ul style="list-style-type: none"> • Основной компонент аминокислот, белков и нуклеиновых кислот; • Входит в состав неорганических соединений, таких как оксиды азота N_xO_y и солей аммония или NH_4^+; • Может связывать протоны, тем самым придает основные свойства белкам, и некоторые металлы в различных белках; • Находится в организме и в свободном молекулярном состоянии — в виде N_2, растворенного в крови 	Продукты животного происхождения, бобовые

Элемент и су- точная потреб- ность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
Кислород (О), 300–400 л	62	<ul style="list-style-type: none"> • Входит в состав белков, углеводов, липидов и других биомолекул; • Участвует в тканевом и клеточном дыхании в качестве окислителя; • Обезвреживает токсины в организме 	Воздух, пища, вода
Водород (Н), 2–3 л воды	10 (7 кг)	<ul style="list-style-type: none"> • Входит в состав различных биомолекул; • Ионы H^+ определяют кислотность среды организма; • Основной и единственный источник энергии практически для всех живых организмов 	Вода, пищевые про- дукты
Фосфор (Р), 1,3 г	0,95 (780 г)	<ul style="list-style-type: none"> • Важный компонент нуклеиновых кислот, белков (фосфопротеины) и липидов (фосфолипиды); • Содержится в костях и зубах в виде гидроксиапатита $Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$; • Энергетический компонент биомолекул — аденозин-трифосфата, креатинфосфата, фосфоенолпирувата; • Компонент буферной системы крови 	Мясо, рыба, яйца, сыр
Сера (S), 850–1500 мг	0,16 (140 г)	<ul style="list-style-type: none"> • Часть молекул аминокислот цистеина и метионина, которые входят в состав белков; важный компонент биомолекул (таурин, кофермент А, S-аденозилме-тионин) и некоторых витаминов, таких как тиамин и биотин; 	Мясо, рыба, моло- ко, белокочанная и цветная капуста, лук, салат, шпинат, морковь, репа, хрен,

Элемент и су- точная потреб- ность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
		<ul style="list-style-type: none"> • Участвует в свертывании крови; • Участвует в синтезе коллагена, входит в состав хрящевой ткани, волос, ногтей 	горчица, бобовые
Хлор (Cl), 3 г	0,15 (95 г)	<ul style="list-style-type: none"> • Играет важную роль в образовании соляной кислоты (HCl) в желудке; • Активирует некоторые ферменты; • Влияет на электропроводность клеточных мембран; • Участвует в передаче нервного импульса; • Принимает участие в регуляции осмотического давления крови и нормализации водного обмена, поддержания кислотно-щелочного равновесия; • Способствует отложению гликогена; • Влияет на рост волос и ногтей; • Способен нарушать структуру двойной спирали ДНК и вызывать ее денатурацию; • Играет важную роль в синтезе соединений с бактерицидной активностью, имеющих большое значение для иммунитета 	Поваренная соль, капуста, печень трески, яичный желток, сыр, шпинат, помидоры

Элемент и суточная потребность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
Натрий (Na), 1–1,5 г	0,08 (100 г)	<ul style="list-style-type: none"> • Основной внеклеточный катион; • Формирует трансмембранный потенциал и гомеостаз; • Участвует в передаче углекислого газа; • Регулирует деятельность сердца, выделятельную функцию почек, водный и белковый обмен; • От него зависит транспорт аминокислот, сахаров, анионов через мембраны 	Поваренная соль, мясные консервы, соевый соус, сельдерей, морковь, ржаной хлеб
Калий (K), 2–3 г	0,23 (140 г)	<ul style="list-style-type: none"> • Основной внутриклеточный ион (98 %); • Формирует трансмембранный потенциал и гомеостаз; • Участвует в передаче импульса нервной и мышечной ткани; • Регулирует деятельность сердечной мышцы, выделятельную функцию почек; • Регулирует водно-солевой обмен, обмен белков и углеводов; • От него зависит нормальное снабжение кислородом головного мозга и обмен глюкозы 	Абрикосы, шиповник, черная смородина, грецкие орехи, дыня, зелень петрушки
Магний (Mg), до 0,7 г	0,27 (19–25 г)	<ul style="list-style-type: none"> • Находится в дентине, эмали, костях (60–65 %), а также в мышцах и печени (7–8 ммоль/кг сухого веса); • Важнейший внутриклеточный элемент; 	Овощи, горох, фасоль, мясо, молоко, макароны и хлеб из зерна грубого помола

Продолжение табл. 5

Элемент и су- точная потреб- ность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
		<ul style="list-style-type: none"> • Участвует в синтезе белка и нуклеиновых кислот, об- мене белков, жиров и углеводов, утилизации энергии; • Играет ключевую роль в обмене глюкозы; • Уменьшает возбудимость нейронов и нейромышеч- ную передачу; • Играет важную роль в сокращении мышц, поддержи- вает нормальный ритм сердца; • Физиологический антагонист кальция, участвуя вместе с ним в формировании костной ткани, контр- олирует баланс калия; • Влияет на процесс свертывания крови; • Стимулирует защитные механизмы организма; • Расслабляет гладкую мускулатуру; • Снижает артериальное давление; • Ускоряет опорожнение кишечника 	
Кальций (Ca), до 1 г	1,4	<ul style="list-style-type: none"> • Основной элемент костной ткани ($\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$, CaCO_3) и зубов ($\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$), усиливает прочность костей и зубов; • Способствует восстановлению клеток всего организ- ма, так как является составной частью их ядра, клеточ- ных и тканевых жидкостей, обеспечивает «слипание» клеток при тканеобразовании; 	Молоко, молочные продукты, яичный желток, рыба

Элемент и су- точная потреб- ность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
		<ul style="list-style-type: none"> • Обеспечивает проницаемость базальных мембран эпителиев; • Необходим для работы мышц и кроветворения; • Участвует в возбуждении и регулировке работы сердца; • Участвует в передаче нервного импульса и мышечном сокращении; • Необходим для нормального свертывания крови; • Обеспечивает нормальную работу эндокринных желез; • Повышает устойчивость организма к инфекциям; • Нейтрализует вредные для организма кислоты; • Оказывает существенное влияние на усвоение пищи организмом; • Обмен Са тесно связан с обменом P, Sr, Mg 	

Таблица 6

Основные микроэлементы в организме человека

Элемент и суточная потребность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
Йод (I), 100–150 мкг	$4 \cdot 10^{-5}$ (20–50 мг)	<ul style="list-style-type: none"> • Важнейший компонент гормонов щитовидной железы; • Регулирует скорость биохимических реакций, обмена энергии, температуры тела; • Участвует в регуляции белкового, жирового, водно-электролитного и витаминного обменов 	Морская рыба, морепродукты, молочные продукты, йодированная соль, овощи, зерновые продукты
Фтор (F), 0,5–1 мг	10^{-5} (2,6 г)	<ul style="list-style-type: none"> • Участвует в процессе образования костей и зубов ($\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$), а также тканей эктодермального происхождения (волос, ногтей, эпидермиса); • Оказывает влияние на ферментативные процессы: снижает обмен углеводов, жиров, нормализует фосфорно-кальциевый обмен; • Угнетает тканевое дыхание; • Влияет на иммунобиологическое состояние организма; • Влияет на уровень биологически активных веществ (кинины, катехоламины) в организме; • Угнетает функцию щитовидной железы, так как является антагонистом йода; 	Питьевая вода, морепродукты, морская рыба, орехи, печень, овсяная крупа, баранина, говядина, зубная паста

Элемент и су- точная потреб- ность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
Бром (Br), 0,8–24 мг	10^{-5} (260 мг)	<ul style="list-style-type: none"> • Тормозит биосинтез сахаридов, необходимых для бактерий, способствующих развитию кариеса; • Усиливает адаптацию к холоду; • Препятствует накоплению Sr • Составная часть различных тканей организма (гипофиз, спинной мозг); • Усиливает процесс торможения в ЦНС; • Активирует липазу; • Усиливает гормональную активность коры надпочечников; • Угнетает функцию щитовидной железы; • Участвует в регуляции уровня сахара в крови 	Поваренная соль, мо- репродукты, дыня
Железо (Fe), 10–20 мг	0,007 (4,2 г)	<ul style="list-style-type: none"> • Компонент гемоглобина, миоглобина, цитохромов; • Участвует в переносе кислорода и в окислительно-восстановительных процессах, обеспечивая внутриклеточное дыхание; • Участвует в процессе энергообеспечения, метаболизма холестерина, в формировании иммунитета • Входит в состав некоторых ферментов (ксантиноксидазы, альдегидоксидазы, сульфатоксидазы), участвуя в тканевом дыхании; 	Печень, красное мясо, сушеные фрукты, яйца, устрицы, овощи зеленого цвета
Молибден (Mo), 75–250 мкг	4,5		Злаки, бобовые, моло- ко, морковь

Элемент и су- точная потреб- ность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
		<ul style="list-style-type: none"> • Усиливает фосфорно-кальциевый обмен, влияет на углеводный, пуриновый обмен; • Участвует в синтезе витамина С; • Способствует усвоению Fe; • Предупреждает подагру; • Регулирует внутрисекреторную функцию половых желез, помогая при импотенции и нормализуя менструальный цикл 	
Марганец (Mn), 5 мг	1,6 · 10 ⁻⁵ (12 мг)	<ul style="list-style-type: none"> • Участвует в синтезе нейромедиаторов, обеспечивая нормальное функционирование ЦНС; • Препятствует свободно-радикальному окислению; • Стабилизирует клеточные мембраны; • Ингибирует апоптоз; • Участвует в обмене гормонов щитовидной железы, витаминов B₁ и E; • Усиливает действие инсулина; • Снижает уровень липидов; • Участвует в нормальном росте и развитии организма, формировании костной ткани; • Обеспечивает половую активность, нормальную пигментацию волос, нормализацию уровня глюкозы крови 	Крупы, бобовые, ово- щи, фрукты, печень

Элемент и суточная потребность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
Медь (Cu), 2 мг	72 мг	<ul style="list-style-type: none"> • Жизненно важный элемент, входящий в состав многих ферментов; • Участвует в обмене веществ и тканевом дыхании, нормальном функционировании кроветворной системы и мозговых клеток; • Участвует в формировании костей, сухожилий, коллагена; • Тормозит распад гликогена в печени; • Противостоит повреждению, вызванному кислородными радикалами; • Способствует усвоению железа; • Играет антиагтерогенную роль; • Является физиологическим антагонистом цинка 	Говяжья печень, говядина, рыба, фасоль, горох, овсяная и гречневая крупы
Цинк (Zn), 10–15 мг	0,0024 (2–3 г)	<ul style="list-style-type: none"> • Является катализатором клеточных процессов; • Участвует в обмене нуклеиновых кислот и образовании их спиральной структуры; • Входит в состав многих ферментов: карбоангидразы (ускоряющей разложение гидрокарбонатов в крови и обеспечивающей скорость процессов дыхания и газообмена), супероксиддисмутазы (разрушающей свободные радикалы), лактадегидрогеназы, щелочной фосфатазы и др.; 	Печень, говядина, яйца, бобовые, лесной орех

Элемент и су- точная потреб- ность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
		<ul style="list-style-type: none"> • Необходим для образования белков из аминокислот; • Входит в состав инсулина, регулирующего уровень сахара в крови; • Усиливает действие гормонов гипофиза; • Влияет на репродуктивную функцию: улучшает функцию простаты, регулирует уровень тестостерона в крови, необходим для развития половых желез; • Обладает гонадотропным действием, которое проявляется в снижении подвижности сперматозоидов и их способности проникать в яйцеклетку; • Участвует в формировании костной и хрящевой тканей, способствует восстановлению тканей; • Стимулирует работу тимуса, влияет на образование и созревание Т-лимфоцитов; дополнительный прием Zn уменьшает продолжительность простудных заболеваний; • Способствует усвоению и эффективности витаминов группы В; • Необходим для зрения; • Способствует выведению токсинов печенью; • Необходим для образования соляной кислоты желудка; 	

Элемент и су- точная потреб- ность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
Кремний (Si), 50–100 мг	Данные от- сутствуют	<ul style="list-style-type: none"> • Способен замедлять развитие раковых опухолей, но может быть и канцерогеном, мутаген; • Антидепрессант • Стимулирует обмен веществ; • Входит в состав основных антиоксидантных соединений; • Интенсивно защищает организм от вредных соединений; • Усиливает иммунитет; • Способствует продолжительности жизни 	Ячневая, овсяная и гречневая крупа, пшеница, фасоль, горох, чечевица, кукуруза, фисташки, жимолость
Селен (Se), 20–100 мкг	14 мг	<ul style="list-style-type: none"> • Стимулирует обмен веществ; • Входит в состав основных антиоксидантных соединений; • Интенсивно защищает организм на уровне липидов мембран от вредных соединений; • Усиливает иммунитет; • Способствует продолжительности жизни, снижению риска возникновения опухолевых процессов, заболеваний сердца и сосудов; • Играет важную роль в передаче нервных импульсов, синтезе гормонов щитовидной железы 	Яйца, молоко, чеснок, кукуруза, вода, морепродукты, табак

Элемент и су- точная потреб- ность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
Кобальт (Co), 20–50 мкг	14 мг	<ul style="list-style-type: none"> • Влияет на рост и развитие организма; • Один из главных компонентов витамина B₁₂; • Участвует в процессе кроветворения, стимулирует образование эритроцитов и гемоглобина и способствует извлечению Fe из депо, препятствует возникновению малокровия; • Обладает нейробиологическим действием: повышает возбудимость адренореактивных систем, снижает чувствительность хеморецепторов к ацетилхолину, угнетает нервно-мышечную передачу, обладает эпилептиформным эффектом; • Активатор ряда ферментов; • Влияет на все виды обмена, участвует в распаде углеводов; • Угнетает дыхание тканей костного мозга, печени, почек 	Печень, молоко, рыба, шавель, бобовые, мед, вода, пиво

Элемент и су- точная потреб- ность в нем	Содержание в организме человека, %	Физиологическая роль	Источники
Ванадий (V), 0,04 мг	0,11 мг	<ul style="list-style-type: none"> • Участвует в регуляции углеводного обмена, сердечной деятельности, метаболизме тканей костей и зубов; • Катализирует окисление фосфолипидов; • Усиливает поглощение кислорода печенью 	Питьевая вода, ово- щи, злаки, моллюски, газообразные выбро- сы, особенно после сжигания жидкого топлива
Хром (Cr), 0,01–1,2 мг	0,1 (6–12 мг)	<ul style="list-style-type: none"> • Участвует в регуляции синтеза жиров и обмена углеводов; • Обеспечивает поддержание уровня глюкозы в кро- ви; • Снижает уровень холестерина; • Регулирует работу сердца и кровеносных сосудов 	Орехи, морепродук- ты, мясо, сыр, овощи, продукты из муки грубого помола

Макро- и микроэлементы играют принципиально разные роли в живых организмах. Макроэлементы составляют основу несущих тканей, обеспечивают свойства всей среды организма, например, поддерживают определенные значения кислотно-основного баланса, осмотического давления, удерживают в коллоидном состоянии частицы некоторых соединений. В отличие от макроэлементов микроэлементы распределены неравномерно между тканями и часто обладают сродством к определенному типу тканей и органов (табл. 7).

Таблица 7

Содержание микроэлементов в организме человека, усл. ед.

Орган, ткань	Микроэлемент					
	Cu	Zn	Mn	Cr	Mo	Co
Аорта	97	1900	11	4,5	0-4	2-4
Мозг	370	820	20	0,8	0-4	0-2
Сердце	350	2800	23	3,4	0-4	2-3
Почки	270	4900	91	2,2	33	4-5
Печень	680	3800	130	1,5	81	4-5
Мышцы	85	4800	6	2,3	0-4	3-5
Яичник	130	1800	18	49	0-4	0-2
Поджелудочная железа	150	2400	110	3,7	0-4	1-3
Предстательная железа	110	9200	19	2,2	0-4	1-3
Кожа	120	1000	22	41	1-5	3-5

В третью группу включены **ультрамикроэлементы**, концентрация которых ниже 0,000001 %. Сюда относятся олово (Sn), никель (Ni), мышьяк (As), литий (Li), серебро (Ag), германий (Ge), ртуть (Hg), барий (Ba), титан (Ti), бериллий (Be), галлий (Ga), скандий (Sc), цирконий (Zr), висмут (Bi), сурьма (Sb), уран (U), торий (Th), родий (Rh) и т. д. В настоящее время биологическая роль таких элементов еще не до конца выяснена.

В табл. 8 представлены некоторые ультрамикроэлементы, источники их поступления, содержание и роль в организме человека.

Для организма вреден не только недостаток, но и избыток макро- и микроэлементов. В результате недостатка или избытка того или

Основные ультрамикрэлементы в организме человека

Элемент и суточная потребность в нем, мг	Содержание в организме человека, мг	Физиологическая роль	Источники
Олово (Sn), 0,2–3,5	14	Важен для некоторых форм жизни	Консервированная пища и напитки
Никель (Ni), 0,3–0,5	1	Важен для некоторых форм жизни: — стимулирует процессы кроветворения; — угнетает нервно-мышечную передачу; — канцероген	Газообразные выбросы, непосредственный контакт, никелированная посуда
Мышьяк (As), 10–15	18	Важен для некоторых форм жизни: — в малых дозах стимулятор кроветворения; — подавляет SH-группы белков и ферментов; — угнетает окислительные процессы; — уменьшает выработку тиреотропных гормонов; — увеличивает синтез белков, глобулинов; — необходим для проявления полового влечения и нормальной потенции; — поражает кровеносные сосуды; — влияет на чистоту кожи и рост волос; — действует губительно на возбудителей некоторых болезней человека; — регулирует аппетит; — канцероген	Вода, пиво, репа, картофель, чеснок, морепродукты, табак, лекарственные препараты

Продолжение табл. 8

Элемент и су- точная потреб- ность в нем, мг	Содержание в организме человека, мг	Физиологическая роль	Источники
Ртуть (Hg), 0,0004–0,02	Данные от- сутствуют	<ul style="list-style-type: none"> • Блокирует биологически активные группы белко- вых молекул; • Изменяет мембраны эндоплазматической сети; • Способна включаться в т-РНК; • Активирует выброс гормонов; • Стимулирует фагоцитарную активность лейкоци- тов 	Продукты животно- го и растительного происхождения, чай, рыба
Свинец (Pb), 0,06–0,5	7–15	<ul style="list-style-type: none"> • Может накапливаться в скелете, замещая Са; • Является гемолитическим ядом: снижает содержа- ние гемоглобина в крови на 50 %, вызывая свинцо- вую анемию; • Способен включаться в различные клеточные фер- менты, нарушая их функционирование (ингибируя); • Тератоген; канцероген 	Рыба, морепродукты, продукты раститель- ного происхождения, газообразные выбросы, особенно автомобилей
Серебро (Ag), 0,0014–0,08	Данные от- сутствуют	<ul style="list-style-type: none"> • Обладает бактерицидным действием; • Улучшает иммунные возможности организма 	Молоко козые, яич- ный желток, яблоки
Германий (Ge), 0,4–1,5	Данные от- сутствуют	<ul style="list-style-type: none"> • Важен для иммунной системы; • Обладает противовирусной, бактерицидной и про- тивоопухолевой активностью; • Антигипоксант 	Чеснок, женьшень, отруби, бобовые, томаты, рыба и море- продукты

Элемент и су- точная потреб- ность в нем, мг	Содержание в организме человека, мг	Физиологическая роль	Источники
Литий (Li), 0,1–2	0,67	<ul style="list-style-type: none"> • Оказывает воздействие на нервную систему, обла- дая выраженным и продолжительным симпатолити- ческим действием; • Обладает кардиотоксическим действием; • Способствует выведению из организма следующих за ним в ряду напряжений металлов; • Канцероген, пылевые частицы, содержащие соеди- нения Li, при вдыхании могут вызвать образование злокачественных опухолей; • Тератоген; • Антидепрессант 	Питьевая вода, томаты, баклажаны, картофель, табак
Кадмий (Cd), 0,007–3	50	<p>Биологическая роль мало изучена:</p> <ul style="list-style-type: none"> — угнетает нервно-мышечную передачу; — тератоген; — канцероген 	Грибы, продукты растительного про- исхождения, газо- образные выбросы, табачные изделия

иного элемента в организме человека могут возникать различные заболевания.

Например, при нарушении фосфорно-кальциевого обмена развивается рахит. При нарушении электролитного обмена уменьшается содержание таких элементов, как кальций, натрий и хлор, и наоборот, повышается доля калия и магния в организме, в результате может появиться нефрит.

Дефицит меди может являться одной из причин раковых заболеваний. В некоторых случаях поражение легких раком у людей пожилого возраста врачи связывают с возрастным снижением содержания меди в организме. Однако избыток меди в организме приводит к нарушению психики и параличу некоторых органов (например, болезнь Вильсона).

Такие закономерности обусловлены тем, что в организме человека поддерживается баланс оптимальных концентраций жизненно важных элементов — так называемый химический гомеостаз. Нарушение этого баланса может приводить к различным заболеваниям.

Макро- и микроэлементы образуют органические и минеральные вещества живого организма. Минеральные вещества так же, как и белки, углеводы и витамины, являются жизненно важными компонентами пищи человека и необходимы для построения структур тканей, для физиологических и биохимических процессов, которые лежат в основе жизнедеятельности целого организма. Минеральные вещества создают и поддерживают определенное осмотическое давление крови и тканей, участвуют в процессе диффузии и переносе газов крови и т. д.

Контрольные вопросы для самопроверки знаний

1. Где расположены элементы-металлы в периодической системе Менделеева?
2. Почему атомы металлов в химических реакциях являются восстановителями?
3. Какие химические свойства характерны для металлов?
4. Сколько элементов относят к неметаллам?

5. Каково процентное содержание неметаллов в организме человека? Какие элементы являются органогенными?

6. Какие газы-неметаллы входят в состав воздуха и каково процентное содержание каждого из них?

7. В каких подгруппах периодической системы Менделеева находятся неметаллы?

8. Какие неметаллы относятся к s-семейству, p-семейству?

9. Какие степени окисления могут иметь атомы неметаллов в соединениях?

10. При взаимодействии с какими веществами неметаллы играют роль окислителей, а с какими — восстановителей? Приведите примеры.

11. Какие из указанных ниже элементов относятся к неметаллам: Li, Na, He, N, Pb, P, Si, Xe, As, Zn, At, I, C?

12. Выберите правильный ответ.

Массовая доля брома в организме составляет $\sim 10^{-4}$ %, в связи с чем бром:

- а) макроэлемент; б) микроэлемент;
- в) ультрамикроэлемент; г) для него обозначения нет.

13. Выберите правильный ответ.

В организме в соединениях бром проявляет степень окисления:

- а) 0; б) +1;
- в) -1; г) +2.

14. Расположите элементы в порядке увеличения неметаллических свойств: O, S, P, Si.

15. Выберите правильный ответ.

Какая из перечисленных групп элементов содержит только металлы:

- а) Li, Be, B; б) K, Ca, Sr;
- в) H, Li, Na; г) Se, Te, Po.

3. ОКСИДЫ

Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 , который пишется на втором месте после металла или неметалла.

Общая формула оксидов: $\text{Э}_m\text{O}_n$, где m и n указывают число атомов каждого вида, составляющих химическую формулу оксида.

Кроме оксидов известны пероксиды или перекиси некоторых элементов, для которых характерна структурная группировка атомов кислорода $-\text{O}-\text{O}-$, т. е. атомы кислорода связаны не только с атомами других элементов, но и между собой. Наиболее известным представителем пероксидов является перекись водорода H_2O_2 , в которой степень окисления кислорода равна -1 , а валентность равна II . Графическая формула перекиси водорода: $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$.

Другими примерами бинарных соединений с кислородом являются озониды — NaO_3 , KO_3 и фториды — OF_2 , O_3F_2 , O_4F_3 .

3.1. Классификация оксидов

1. В зависимости от степени окисления элемента различают высшие, промежуточные и низшие оксиды элементов.

Например, элемент Cr проявляет в соединениях степени окисления: $+2$; $+3$; $+6$. Соответственно оксид хрома (II) CrO относится к низшим оксидам; оксид хрома (III) Cr_2O_3 — к промежуточным; оксид хрома (VI) CrO_3 является высшим оксидом.

2. В зависимости от способности образовывать гидроксиды и соли различают:

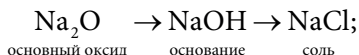
— солеобразующие оксиды (их большинство) — им соответствуют гидроксиды и соли с элементом в той же степени окисления, что и в оксиде. Например:



— несолеобразующие (безразличные) оксиды — не имеют соответствующих им гидроксидов и солей. Например: CO, N₂O, NO.

3. В зависимости от химических свойств солеобразующие оксиды делятся на:

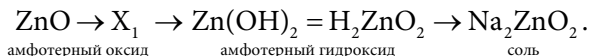
— основные оксиды — это оксиды, которые при взаимодействии с водой образуют основания. Для них характерны реакции с кислотами (со щелочами не реагируют). Например: Li₂O, FeO, CuO и др.



— кислотные оксиды — это оксиды, которые при взаимодействии с водой образуют кислоты. Для них характерны реакции со щелочами (с кислотами не реагируют). Например: SO₃, N₂O₅, CrO₃ и др. Кислотными являются оксиды типичных неметаллов, а также нетипичных металлов в высоких степенях окисления.



— амфотерные оксиды — это оксиды, которые реагируют и с кислотами, и со щелочами. Например: ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃. Амфотерными являются оксиды нетипичных металлов, как правило, в промежуточных степенях окисления.



На рис. 4 представлена классификация оксидов.

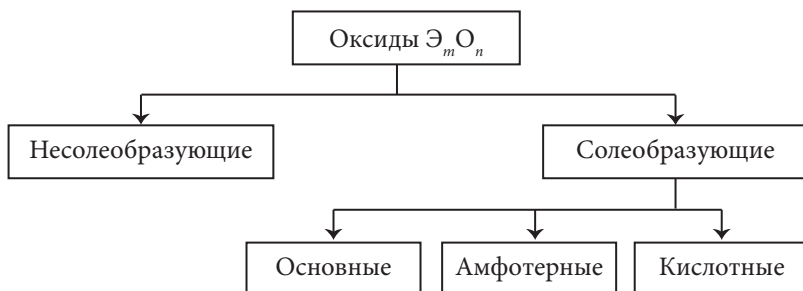


Рис. 4. Классификация оксидов

3.2. Номенклатура оксидов

Согласно международной номенклатуре ИЮПАК, названия оксидов образуются из латинского корня названия элемента с большей относительной электроотрицательностью с окончанием *-ид* и русского названия элемента с меньшей относительной электроотрицательностью в родительном падеже.

Если же элемент с переменной степенью окисления образует несколько оксидов, то римской цифрой в скобках после названия указывается валентность элемента.

Например:

FeO — оксид железа (II),

Fe_2O_3 — оксид железа (III),

P_2O_5 — оксид фосфора (V),

P_4O_6 — гексаоксид тетрафосфора,

P_4O_{10} — декаоксид тетрафосфора,

Cu_2O — оксид меди (I),

CuO — оксид меди (II).

3.3. Графические формулы оксидов

В соответствии с определением оксидов кислород образует две химические связи с любым элементом, находящимся в положительной степени окисления.

Если элемент имеет степень окисления +1, что принято обозначать как Э^{+1} , то его валентность равна 1. Графически валентность обозначается чертой, отходящей от элемента: «Э–». Атом кислорода имеет валентность, равную 2, что графически можно изобразить в виде «–О–». Эмпирические химические формулы оксидов одновалентных элементов имеют вид $\text{Э}_2\text{O}$, а графическая формула — «Э–О–Э».

Для элементов, которые находятся в степени окисления +2 (двухвалентные), эмпирическая формула имеет вид ЭO , а графическая формула — «Э=О».

В табл. 9 приведены все возможные формулы оксидов химических элементов, их графические и эмпирические формулы, а также примеры химических формул оксидов элементов и их названия по международной номенклатуре.

Таблица 9

Формулы оксидов

Степень окисления элемента	Валентность элемента	Графическая формула оксида	Эмпирическая формула оксида	Примеры формул оксидов
+1	I	Э–О–Э	$\text{Э}_2\text{O}$	K_2O N_2O
+2	II	Э=О	ЭО	BaO CO
+3	III	$\text{O}=\text{Э}-\text{O}-\text{Э}=\text{O}$	$\text{Э}_2\text{O}_3$	Al_2O_3 N_2O_3
+4	IV	$\text{O}=\text{Э}=\text{O}$	ЭO_2	TiO_2 CO_2
+5	V	$\begin{array}{c} \text{O}=\text{Э}-\text{O}-\text{Э}=\text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	$\text{Э}_2\text{O}_5$	P_2O_5 V_2O_5

Степень окисления элемента	Валентность элемента	Графическая формула оксида	Эмпирическая формула оксида	Примеры формул оксидов
+6	VI	$\begin{array}{c} \text{O}=\text{Э}=\text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	ЭO_3	CrO_3 SO_3
+7	VII	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O}=\text{Э}-\text{O}-\text{Э}=\text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	$\text{Э}_2\text{O}_7$	Mn_2O_7 Cl_2O_7
+8	VIII	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}=\text{Э}=\text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	ЭO_4	RuO_4

3.4. Физические свойства оксидов

При комнатной температуре оксиды представляют собой твердые вещества (например, CuO — порошок черного цвета, CaO — белое кристаллическое вещество, Cr_2O_3 — порошок зеленого цвета и т. д.).

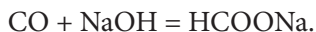
Некоторые оксиды представляют собой жидкости (вода — оксид водорода — бесцветная жидкость, Cl_2O_7 — бесцветная жидкость) или газообразные вещества (CO_2 — бесцветный газ, NO_2 — газ бурого цвета).

3.5. Химические свойства оксидов

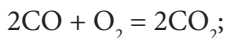
3.5.1. Химические свойства несолеобразующих оксидов

Несолеобразующие оксиды не проявляют ни кислотных, ни основных, ни амфотерных свойств и, соответственно, не образуют соли.

Однако при взаимодействии оксида углерода (II) с гидроксидом натрия образуется органическая соль — формиат натрия (соль муравьиной кислоты):



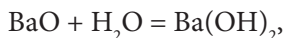
Также известна реакция несолеобразующих оксидов с кислородом для получения высших оксидов элементов. Например:



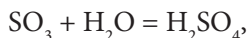
3.5.2. Химические свойства солеобразующих оксидов

1. Взаимодействие оксидов с водой:

а) основной оксид + вода = щелочь (в реакции участвуют только оксиды щелочных и щелочноземельных элементов). Например:



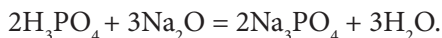
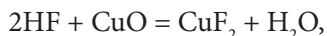
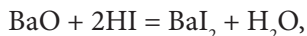
б) кислотный оксид + вода = кислота (исключением является оксид кремния SiO_2). Например:



в) амфотерный оксид + вода \neq .

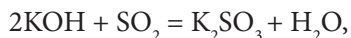
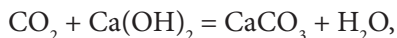
2. Взаимодействие между основными оксидами и кислотами с образованием соли и воды.

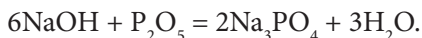
Например:



3. Взаимодействие между кислотными оксидами и основаниями с образованием соли и воды.

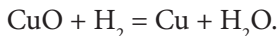
Например:





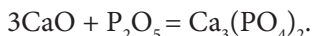
4. Взаимодействие основных оксидов, образованных металлами, находящимися в ряду активности после алюминия, с водородом, при этом происходит восстановление металлов, входящих в состав оксида.

Например:



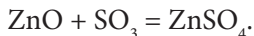
5. Взаимодействие между основными и кислотными оксидами с образованием соли.

Например:



6. Взаимодействие между кислотными и амфотерными оксидами с образованием соли.

Например:



7. Взаимодействие между основными и амфотерными оксидами с образованием соли.

Например:



3.6. Амфотерные оксиды

Амфотерными называются такие оксиды, которые в зависимости от условий химических реакций проявляют основные или кислотные свойства, т.е. обладают двойственными функциями. К ним относятся некоторые оксиды металлов со степенями окисления +3, +4, а также Be, Zn, Sn, Pb со степенью окисления +2.

В качестве примеров можно привести формулы следующих амфотерных оксидов: Al_2O_3 , Fe_2O_3 , ZnO , TiO_2 .

Если амфотерный элемент имеет в соединениях несколько степеней окисления, то амфотерные свойства наиболее ярко проявляются

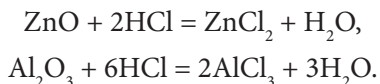
для промежуточной степени окисления. Например, Cr_2O_3 — амфотерный оксид, а CrO_3 — кислотный; MnO_2 — амфотерный оксид, MnO_3 и Mn_2O_7 — кислотные, а MnO — основной оксид.

Химические свойства

Амфотерные оксиды с водой непосредственно не соединяются, но они реагируют и с кислотами, и с основаниями:

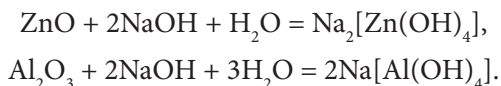
1. Взаимодействие с кислотами.

Например:



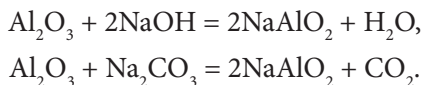
2. Взаимодействие с щелочами в растворе.

Например:



3. При сплавлении Al_2O_3 со щелочами или карбонатами щелочных металлов образуются метаалюминаты (безводные алюминаты).

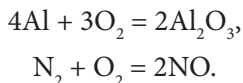
Например:



3.7. Способы получения оксидов

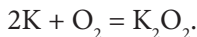
1. Взаимодействие простых веществ (кроме инертных газов, галогенов, золота и платины) с кислородом.

Например:



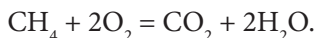
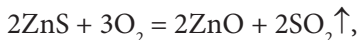
При горении в кислороде щелочных металлов (кроме лития), а также стронция и бария образуются пероксиды и надпероксиды.

Например:



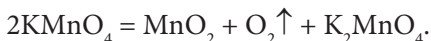
2. Окисление летучих водородных соединений, сульфидов и других веществ кислородом.

Например:



3. Термическое разложение некоторых солей.

Например:



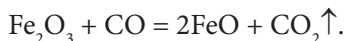
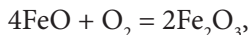
4. Термическое разложение некоторых гидроксидов.

Например:



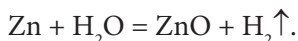
5. Окисление низших оксидов в высшие и восстановление высших оксидов в низшие.

Например:



6. Взаимодействие некоторых металлов с водой при нагревании до высокой температуры.

Например:



7. Взаимодействие солей слабых летучих кислот с более сильными кислотами.

Например:



3.8. Области применения оксидов

Один из наиболее широко используемых оксидов, благодаря которому появилась жизнь на Земле, — это вода (H_2O). Все живые организмы нашей планеты не могут существовать без воды. Из воды состоят все живые растительные и животные существа. В целом организм человека примерно на 50–86 % состоит из воды (у новорожденного вес воды составляет 86 % от массы тела, у пожилых людей — до 50 %). Содержание воды в различных частях тела неравномерно и составляет: в костях — 20–30, печени — до 69, мышцах — до 70, мозге — до 75, почках — до 82, крови — до 85 %.

Разнообразное применение находят и другие оксиды. Например, из оксида железа (III) Fe_2O_3 в составе железных руд в промышленности получают железо, а оксид алюминия Al_2O_3 используется для получения алюминия и для изготовления искусственных драгоценных камней — сапфира и рубина.

Оксид углерода (IV) CO_2 используют в пищевой промышленности для изготовления всех газированных напитков, для увеличения срока сохранности фруктов и овощей и для охлаждения («сухой лед»). Этим веществом наполняют углекислотные огнетушители.

Достаточно широко используется оксид серы (IV) SO_2 — в производстве серной кислоты, для дезинфекции помещений, уничтожения вредных насекомых и бактерий, отбеливания бумаги и т. д.

Оксид кремния (IV) SiO_2 в виде кварцевого песка используется в производстве стекла и бетона.

Оксид кальция CaO («негашеная известь») применяют при изготовлении различных строительных материалов.

Оксиды некоторых других металлов находят применение в производстве красок: Fe_2O_3 используют для изготовления краски коричневого цвета, Cr_2O_3 — зеленого цвета, а ZnO и TiO_2 — белого цвета.

Контрольные вопросы для самопроверки знаний

1. На какие основные классы подразделяются все неорганические соединения?

2. Что такое оксиды?

3. Какие типы оксидов вам известны?

4. Какие оксиды относятся к несолеобразующим (безразличным)?

5. Дайте определения понятий: а) основной оксид, б) кислотный оксид, в) амфотерный оксид.

6. Какие элементы образуют основные оксиды?

7. Какие элементы образуют кислотные оксиды?

8. Напишите формулы некоторых амфотерных оксидов.

9. Как составляются названия оксидов?

10. Назовите некоторые из областей применения оксидов.

11. Выберите правильный ответ.

Оксиды состоят из кислорода и:

а) одного элемента;

б) двух элементов;

в) нет правильного ответа.

12. Установите соответствие.

Оксид:

Характер свойств гидроксида:

1) As_2O_5

а) кислотный

2) BeO

б) амфотерный

3) Cl_2O_7

в) основной

4) MgO

13. Даны формулы веществ: FeO , K_2O , CO_2 , MgO , CrO , CrO_3 , SO_2 , P_2O_5 . Выпишите формулы только основных оксидов.

14. Выберите правильный ответ.

Формулы, соответствующие кислотным оксидам, записаны в ряду:

а) CaO , MgCl_2 , H_2O ;

б) SO_3 , SiO_2 , Al_2O_3 ;

в) CO_2 , N_2O_5 , H_2O ;

г) SO_2 , P_2O_5 , SiO_2 .

15. Напишите формулы и названия оксидов, соответствующих следующим гидроксидам: LiOH , HClO , H_3AsO_4 , H_3AsO_3 , HAsO_3 , HNO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$.

4. КИСЛОТЫ

Все кислоты, независимо от их происхождения, объединяет одно общее свойство — они содержат реакционно-способные атомы водорода. В связи с этим обстоятельством кислотам дают следующее определение:

Кислота — это сложное вещество, в молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода и кислотный остаток.

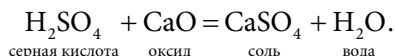
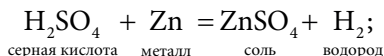
Согласно теории Аррениуса, **кислотами** называются сложные вещества, распадающиеся в водном растворе (или в расплаве) на положительно заряженные ионы водорода и отрицательно заряженные ионы кислотного остатка.

Например:



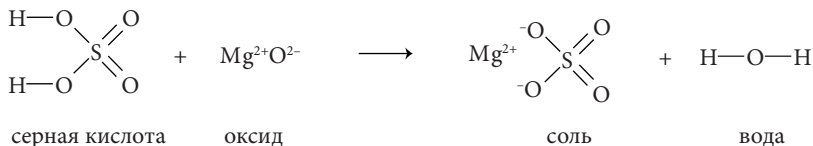
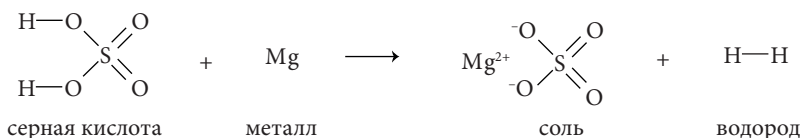
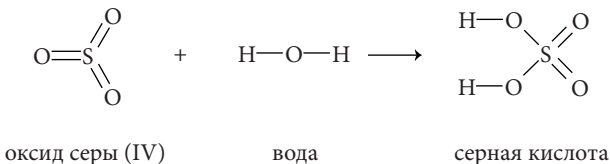
Свойства кислот определяются тем, что они способны заменять в своих молекулах атомы водорода на атомы металлов.

Например:



Рассмотрим на примере серной кислоты ее образование из кислотного оксида SO_3 , а затем реакцию серной кислоты с магнием.

Напишем соединения в виде структурных формул, так как нам известны валентности всех элементов, участвующих в реакции:



Эти примеры позволяют найти связь между кислотным оксидом SO_3 , кислотой H_2SO_4 и ее солью MgSO_4 . Одно образуется из другого, причем атом серы и атомы кислорода переходят из соединения одного класса (кислотный оксид) в соединения других классов (кислота, соль).

4.1. Классификация кислот

1. По наличию в составе молекулы кислоты кислорода все кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные (табл. 10).

Бескислородные кислоты (как следует из названия) не содержат в своем составе кислорода.

Кислородсодержащие кислоты представляют собой гидраты кислотных оксидов.

Некоторые кислотные оксиды с водой непосредственно не взаимодействуют, однако соответствующие им гидраты, полученные другим способом, представляют собой кислородсодержащие кислоты.

Классификация кислот по наличию кислорода

Кислородсодержащие кислоты	Бескислородные кислоты
H_2SO_4 — серная	HF — фтороводородная (плавиковая)
H_2SO_3 — сернистая	HCl — хлороводородная (соляная)
HNO_3 — азотная	HBr — бромоводородная
H_3PO_4 — фосфорная	HI — йодоводородная
H_2CO_3 — угольная	H_2S — сероводородная
H_2SiO_3 — кремниевая	

Например:



Данная реакция не идет, но оксиду кремния (IV) в качестве гидрата соответствует кремниевая кислота H_2SiO_3 , которую можно получить косвенным путем.

2. По основности все кислоты делятся на одноосновные (с одним атомом водорода), двухосновные (с двумя атомами H) и многоосновные (с тремя и более атомами H), как показано в табл. 11.

Основность кислот определяется количеством атомов водорода в молекуле кислоты, которые могут замещаться на атомы металлов с образованием соответствующей соли.

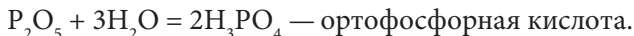
Таблица 11

Классификация кислот по основности (числу атомов водорода)

Одноосновные кислоты	Двухосновные кислоты	Многоосновные кислоты
HNO_3 — азотная	H_2SO_4 — серная	H_3PO_4 — фосфорная
HF — фтороводородная	H_2SO_3 — сернистая	H_6TeO_6 — теллуровая
HCl — хлороводородная	H_2S — сероводородная	
HBr — бромоводородная	H_2CO_3 — угольная	
HI — йодоводородная	H_2SiO_3 — кремниевая	

3. В зависимости от количества молекул воды, которые присоединяются одной молекулой кислотного оксида, кислородсодержащие кислоты можно подразделить на **мета-**, **пиро-** и **ортоформы**.

Например:



Если кислота имеет две формы, то тогда менее богатая водой форма будет метаформой кислоты, а более богатая водой форма — ортоформой кислоты.

Например:



4.2. Номенклатура кислот

Водные растворы галогеноводородов, а также водородных соединений серы, селена, теллура и др., рассматривают как бескислородные кислоты.

Названия бескислородных кислот образуются от названия неметалла с прибавлением слова **водородная**, например:



Традиционные названия кислородсодержащих кислот образуются в зависимости от названия элемента, образующего кислоту (кислотообразующего элемента), с учетом степени его окисления. Если кислотообразующий элемент имеет высшую (совпадающую

с номером группы в периодической системе Менделеева), то название кислоты складывается из названия элемента с добавлением следующих суффиксов: *-н-*, *-ов-* или *-ев-*.

Например:

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ — серная кислота,

$\text{HMn}^{+7}\text{O}_4$ — марганцовая кислота,

$\text{H}_2\text{Ge}^{+4}\text{O}_3$ — германиевая кислота.

Традиционные названия кислородсодержащих кислот представлены в табл. 12.

Таблица 12

Традиционные названия некоторых
кислородсодержащих кислот

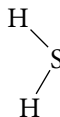
Формула	Название
H_3AsO_4	Ортомышьяковая кислота
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая кислота
HAsO_3	Метамышьяковая кислота
H_3BO_3	Ортоборная кислота
HBO_2	Метаборная кислота
HBrO_4	Бромная кислота
HBrO_3	Бромноватая кислота
HBrO	Бромноватистая кислота
H_2CO_3	Угольная кислота
HClO_4	Хлорная кислота
HClO_3	Хлорноватая кислота
HClO_2	Хлористая кислота
HClO	Хлорноватистая кислота
HMnO_4	Марганцовая кислота
H_2MnO_4	Марганцовистая кислота
HNO_3	Азотная кислота

Формула	Название
HNO_2	Азотистая кислота
H_3PO_4	Фосфорная кислота
H_3PO_3	Ортофосфористая кислота
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфорная (пирофосфорная) кислота
H_2SO_4	Серная кислота
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Дисерная кислота
H_2SO_3	Сернистая кислота
H_2SiO_3	Кремниевая кислота
H_2CrO_4	Хромовая кислота
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромовая кислота
CH_3COOH	Уксусная кислота

4.3. Графические формулы кислот

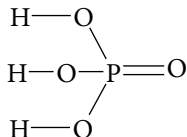
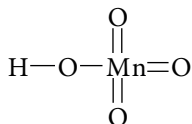
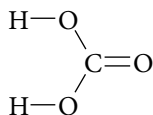
В молекулах **бескислородных кислот** атомы водорода непосредственно связаны с атомом неметалла.

Например:



В молекулах **кислородсодержащих кислот** атомы водорода, определяющие **основность** кислоты, связаны с атомом кислотообразующего элемента всегда через атом кислорода. Атомы кислорода, не связанные с водородом, соединены с атомом кислотообразующего элемента двойными связями или же образуют кислородные мостики.

Например:



4.4. Физические свойства кислот

Большинство кислот представляют собой жидкости (H_2SO_4 , HNO_3 и др.) или твердые вещества (H_3PO_4 , H_2SiO_3 , H_3BO_3). Растворимые в воде кислоты придают раствору кислый вкус (за счет наличия свободных ионов водорода), разъедают растительные и животные ткани.

4.5. Химические свойства кислот

1. **Электролитическая диссоциация. Действие растворов кислот на индикаторы.** Практически все кислоты (кроме кремниевой) хорошо растворимы в воде, этот процесс сопровождается распадом молекулы кислоты на ионы (рис. 5; см. прил. 2).

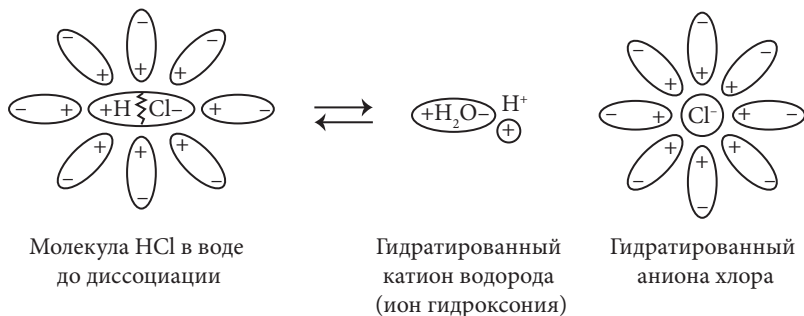
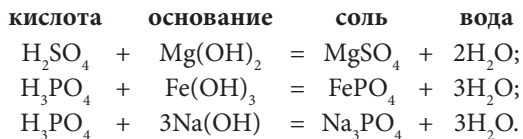


Рис. 5. Электролитическая диссоциация

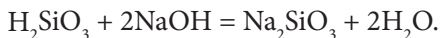
Водные растворы кислот изменяют окраску **индикаторов**, которые взаимодействуют с ионами водорода (см. прил. 3). По окраске индикаторов определяют присутствие кислоты в растворе. Индикатор **лакмус синий** окрашивается растворами *кислот* в красный цвет, индикатор **метиловый оранжевый** — в красный цвет, а индикатор **фенолфталеин** не изменяет окраску (в отличие, например, от оснований).

2. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными гидроксидами. Эта реакция называется **реакцией нейтрализации** (см. прил. 5). Кислота реагирует с основанием с образованием соли, в которой всегда обнаруживается кислотный остаток в неизменном виде. Вторым продуктом реакции нейтрализации обязательно является вода.

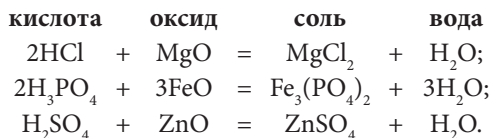
Например:



Для проведения реакций нейтрализации достаточно, чтобы хотя бы одно из реагирующих веществ было растворимо в воде. Поскольку практически все кислоты растворимы в воде, они вступают в реакции нейтрализации не только с растворимыми, но и с нерастворимыми основаниями. Единственным исключением является кремниевая кислота, которая плохо растворима в воде и поэтому может реагировать только с растворимыми основаниями (щелочами) — такими, например, как NaOH и KOH:



3. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами. С основными и амфотерными оксидами кислоты также реагируют с образованием соли и воды:

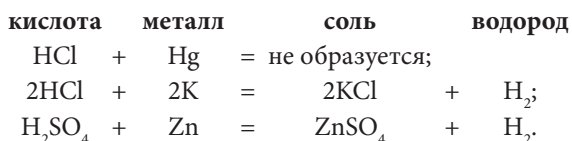


Соль содержит кислотный остаток соответствующей кислоты, которая участвовала в реакции нейтрализации.

Например, в промышленности фосфорную кислоту можно использовать для очистки железа от ржавчины (оксидов железа). Фосфорная кислота убирает с поверхности металла его оксид, однако с самим железом реагирует очень медленно. Оксид железа (III) превращается в растворимую соль FePO_4 , которую потом смывают водой вместе с остатками кислоты.

4. Взаимодействие кислот с металлами. При взаимодействии кислот с металлом нужно соблюдать определенные условия (в отличие от реакций кислот с основаниями и основными оксидами, которые идут практически всегда).

Во-первых, металл должен быть достаточно реакционно-способным (активным) по отношению к кислотам. Например, серебро, золото, ртуть и некоторые другие металлы с кислотами не реагируют. Такие металлы, как натрий, калий, цинк, кальций, напротив, реагируют очень активно с выделением газообразного водорода и большого количества тепла.



Все металлы по реакционной способности в отношении кислот располагаются в **ряд активности металлов** (табл. 13). Слева находятся наиболее активные металлы, справа — неактивные. Чем левее находится металл в ряду активности, тем интенсивнее он взаимодействует с кислотами.

Таблица 13

Ряд активности металлов

Металлы, которые вытесняют водород из кислот	Металлы, которые не вытесняют водород из кислот
K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H)	Cu Hg Ag Pt Au
← самые активные металлы	самые неактивные металлы →

Во-вторых, кислота должна быть достаточно **сильной**, чтобы реагировать даже с металлом из левой части табл. 13. Под силой

кислоты понимают ее способность диссоциировать с образованием ионов водорода (H^+).

Например, органические кислоты растений (яблочная, лимонная и щавелевая) являются *слабыми* кислотами и очень медленно реагируют с такими металлами, как хром, цинк, железо, олово, никель, свинец (хотя с оксидами и основаниями металлов они могут достаточно легко реагировать).

С другой стороны, такие сильные кислоты, как серная или соляная, способны реагировать со всеми металлами из левой части табл. 13.

Поэтому существует еще одна классификация кислот — по их силе (см. прил. 4). В табл. 14 в каждой из колонок сила кислот уменьшается сверху вниз.

Таблица 14

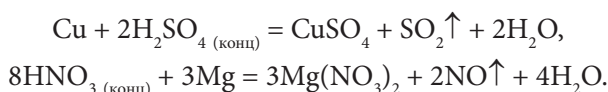
Классификация кислот по силе

Сильные кислоты	pKa*	Слабые кислоты	pKa*
HI — йодоводородная	–11	HF — фтороводородная	3,18
HBr — бромоводородная	–9	H ₃ PO ₄ — фосфорная	6,2
HCl — хлороводородная	–7	H ₂ SO ₃ — сернистая	7,2
H ₂ SO ₄ — серная	–3	H ₂ S — сероводородная	7,2
HNO ₃ — азотная	–1,64	H ₂ CO ₃ — угольная	10,33
		H ₂ SiO ₃ — кремниевая	12

*pKa — константа кислотности.

При проведении реакций металлов с кислотами-окислителями, такими как H₂SO₄ (концентрированный раствор) или HNO₃ (раствор любой концентрации), выделение водорода не наблюдается.

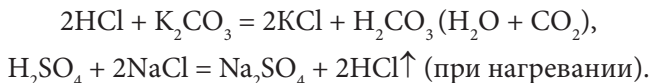
Например:



Есть металлы, которые реагируют с *разбавленными* кислотами, но не реагирует с концентрированными кислотами — серной кислотой и азотной кислотой. Такие металлы, как Al, Fe, Cr, Ni и некоторые другие, при контакте с концентрированными кислотами сразу же покрываются продуктами окисления.

5. Кислоты могут взаимодействовать с **солями более слабых или более летучих кислот**, образуя новую соль и новую кислоту.

Например:

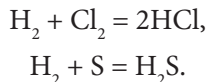


В первой реакции сильная соляная кислота (HCl) вытесняет более слабую угольную кислоту (H₂CO₃), а во второй реакции сильная серная кислота (H₂SO₄) вытесняет газ — хлороводород.

4.6. Способы получения кислот

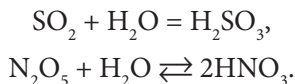
1. **Бескислородные** кислоты можно получить непосредственным синтезом из соответствующих простых веществ, с последующим растворением полученного соединения в воде.

Например:



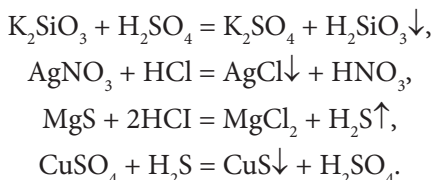
2. **Кислородсодержащие** кислоты можно получить взаимодействием кислотных оксидов с водой.

Например:



3. Как **бескислородные**, так и **кислородсодержащие** кислоты можно получить с помощью реакции обмена между солями и кислотами.

Например:



4.7. Области применения кислот

Азотная кислота (HNO_3) широко используется для производства красителей, лаков, удобрений, лекарственных и взрывчатых веществ, пластмасс, а также химических волокон.

Серная кислота (H_2SO_4) расходуется в больших количествах для производства красителей, минеральных удобрений, химических волокон, лекарственных веществ и пластмасс.

Фосфорная кислота (H_3PO_4) применяется для защиты от коррозии трубопроводов, прокачивающих морскую воду, входит в состав композиций для преобразования ржавчины перед покраской, используется в составах для обезжиривания металлических поверхностей перед нанесением защитных покрытий.

Соляная кислота (HCl) широко используется в составах травильных растворов для удаления ржавчины и отложений в трубопроводах и скважинах, а также как отвердитель фенолформальдегидных смол.

Контрольные вопросы для самопроверки знаний

1. Дайте определения кислотам с точки зрения теории электролитической диссоциации (по Аррениусу).
2. По каким признакам классифицируют кислоты?
3. Приведите формулы трех кислородсодержащих и трех бескислородных кислот.
4. Чем определяется основность кислот?
5. Напишите формулы трех многоосновных кислот.
6. Как образуются названия кислородсодержащих и бескислородных кислот?
7. Какими способами можно получить кислоты?
8. Напишите уравнения реакций получения серной и сероводородной кислот разными способами.
9. Выберите правильный ответ.
Какой цвет имеют в кислой среде следующие индикаторы:
а) фенолфталеин; б) метилоранж; в) лакмус?

10. Приведите примеры областей применения кислот.

11. Выберите правильный ответ.

Какая кислота **НЕ** образуется при взаимодействии оксида фосфора

(V) с водой:

а) H_3PO_4 ;

б) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$;

в) HPO_3 ;

г) H_3PO_3 ?

12. Выберите правильный ответ.

Формулы только кислот приведены в ряду:

а) HCl , NaCl , HNO_3 ;

б) H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2S ;

в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;

г) Na_2O , NaNO_3 , HNO_3 .

13. Выберите правильный ответ.

Формулы только бескислородных кислот приведены в ряду:

а) HCl , HNO_3 , H_2S ;

б) H_2SO_3 , H_2S , HNO_2 ;

в) H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2S ;

г) H_2S , HF , HCl .

14. Какие кислоты являются кислородсодержащими: *соляная, бромоводородная, азотная, серная, сернистая, сероводородная, угольная, фтороводородная, ортофосфорная?*

15. Определите заряд кислотного остатка, составьте графические формулы и назовите следующие кислоты: H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HMnO_4 , HClO_2 , HClO_4 .

5. ОСНОВАНИЯ

Согласно теории Аррениуса, **основаниями** называются химические вещества, распадающиеся (диссоциирующие) в водном растворе (или в расплаве) на положительно заряженные ионы металла и отрицательно заряженные гидроксид-ионы.



Существует большое количество оснований, которые состоят из атома металла и присоединенных к нему гидроксильных групп. Например:

NaOH — гидроксид натрия,

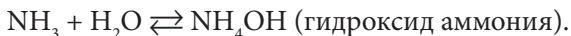
KOH — гидроксид калия,

Ca(OH)₂ — гидроксид кальция,

Fe(OH)₂ — гидроксид железа (II),

Ba(OH)₂ — гидроксид бария.

Существует также основание, в котором OH-группа связана не с металлом, а с ионом NH₄⁺ (катионом аммония). Это основание называется «гидроксид аммония» и имеет формулу NH₄OH. Гидроксид аммония образуется в реакции присоединения воды к аммиаку, когда аммиак растворяют в воде:



5.1. Классификация оснований

По растворимости в воде основания делятся на две группы: **растворимые** и **нерастворимые** (рис. 6). Растворимые в воде основания называются **щелочами**, за исключением гидроксида аммония.

Щелочи являются сильными основаниями.

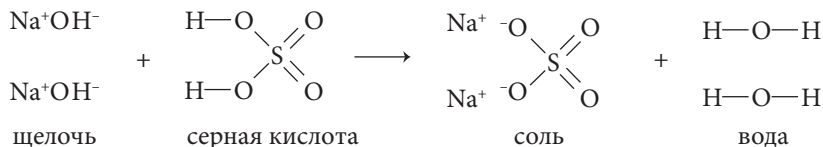
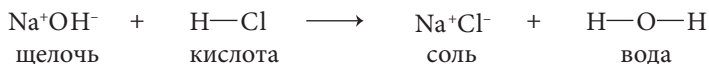
Растворы щелочей «мыльные» на ощупь и довольно едкие. Они разъедают кожу, бумагу, ткани, очень опасны (как и кислоты) при попадании в глаза.

Лишь небольшую часть всех оснований называют щелочами. Это, например, KOH — гидроксид калия (едкое кали), NaOH — гидроксид натрия (едкий натр), LiOH — гидроксид лития, Ca(OH)₂ — гидроксид кальция (его раствор в воде называется известковой водой, а суспензия в воде — известковым молоком), Ba(OH)₂ — гидроксид бария. Большинство остальных оснований в воде нерастворимы и, соответственно, щелочами их не называют.



Рис. 6. Классификация оснований

Рассмотрим реакцию нейтрализации между щелочью и кислотой:



На этой схеме показано различие между кислотами и основаниями: кислоты склонны отщеплять атомы водорода, а основания — гидроксильные группы. В реакцию нейтрализации с кислотами вступают любые основания, а не только щелочи.

Основания имеют разную способность отщеплять гидроксильные группы, поэтому их также подразделяют на **сильные** и **слабые** основания (табл. 15). В отличие от слабых оснований сильные основания в водных растворах склонны легко отдавать ОН-группы.

Таблица 15

Классификация оснований по силе

Сильные основания	Слабые основания
NaOH — гидроксид натрия KOH — гидроксид калия LiOH — гидроксид лития Ba(OH) ₂ — гидроксид бария Ca(OH) ₂ — гидроксид кальция	Mg(OH) ₂ — гидроксид магния Fe(OH) ₂ — гидроксид железа (II) Mn(OH) ₂ — гидроксид марганца (II) NH ₄ OH — гидроксид аммония Cu(OH) ₂ — гидроксид меди (II) и т. д. (большинство гидроксидов металлов)

По **кислотности** основания можно разделить на две группы — **однокислотные** и **двухкислотные**.

Кислотность оснований определяется количеством гидроксильных групп, которые могут быть замещены на кислотные остатки.

Однокислотные основания образованы одновалентными металлами, а **двухкислотные** основания — двухвалентными металлами.

Например:

KOH — однокислотное основание,

Ca(OH)₂ — двухкислотное основание.

5.2. Номенклатура оснований

По международной номенклатуре названия оснований образуются из слова «гидроксид» и названия металла в родительном падеже, если металл проявляет переменную валентность, то после названия в скобках указывается значение валентности.

Например:

KOH — гидроксид калия,

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ — гидроксид меди (II).

Для ряда оснований используются тривиальные названия.

Например:

NaOH — едкий натр, каустическая сода,

KOH — едкое кали,

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ — едкий барий,

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гашеная известь.

5.3. Графические формулы оснований

При графическом изображении формул оснований следует обращать внимание на то, что число гидроксильных групп определяется валентностью металла и что атом водорода связан с металлом только через атом кислорода.

Например:



5.4. Физические свойства оснований

Большинство оснований — это твердые вещества, которые характеризуются различной растворимостью в воде.

Щелочи — растворимые в воде основания — чаще всего представляют собой твердые вещества белого цвета (см. прил. 2).

Нерастворимые в воде основания имеют различную окраску, например, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — твердое вещество белого цвета, а $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — твердое вещество голубого цвета.

5.5. Химические свойства оснований

1. Электролитическая диссоциация:

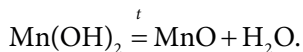
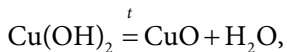


Благодаря этому процессу растворы щелочей **изменяют окраску индикаторов** (см. прил. 3):

- а) фиолетовый раствор синего лакмуса — в синий цвет;
- б) метиловый оранжевый (или метилоранж) — в желтый цвет;
- в) бесцветный раствор фенолфталеина — в малиновый цвет.

2. Большинство малорастворимых основных гидроксидов **при нагревании легко разлагаются на оксид и воду**.

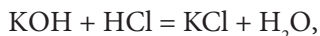
Например:

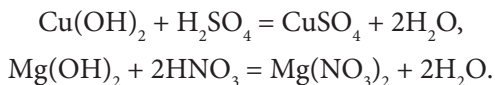


Основания щелочных металлов термически устойчивы. Например, гидроксид натрия NaOH кипит при 1400°C без разложения.

3. Основания взаимодействуют с кислотами (**реакция нейтрализации**), образуя соль и воду.

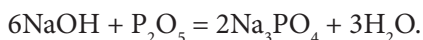
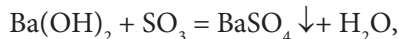
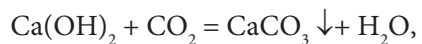
Например:





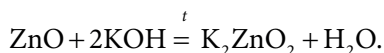
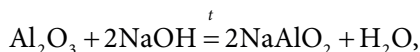
4. Основания взаимодействуют с **кислотными оксидами** (см. прил. 5).

Например:

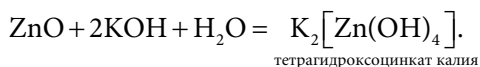


5. Щелочи взаимодействуют с **амфотерными оксидами**, образуя при сплавлении соответствующие соли.

Например:

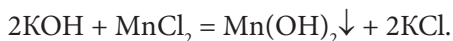
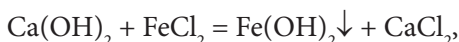
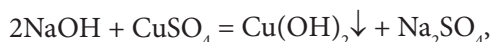


При взаимодействии амфотерных оксидов с концентрированными растворами щелочей образуются гидроксокомплексы:



6. Щелочи взаимодействуют с **растворами солей**, образуя новое основание и новую соль.

Например:



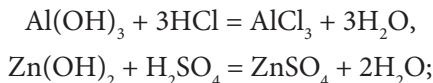
5.6. Амфотерные гидроксиды

Амфотерными гидроксидами называются такие гидроксиды, которые в зависимости от условий проявляют свойства либо оснований, либо кислот.

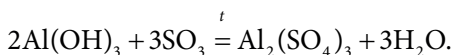
К амфотерным гидроксидам относятся гидроксиды, образованные катионами металлов с зарядом +3, +4, например, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$, а также в виде исключения $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ со степенью окисления металлов +2.

Амфотерные гидроксиды реагируют:

а) с кислотами:

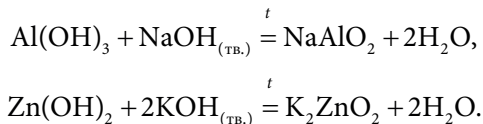


б) с кислотными оксидами:



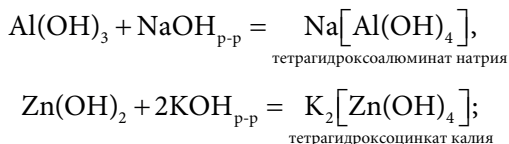
В этих реакциях амфотерные гидроксиды проявляют свойства оснований;

в) с основаниями. При сплавлении твердых веществ образуются соли. Например:

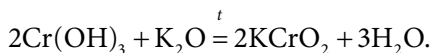


В этих реакциях амфотерные гидроксиды проявляют свойства кислот.

В реакциях с водными растворами щелочей образуются соответствующие комплексные соединения. Например:



г) с основными оксидами:

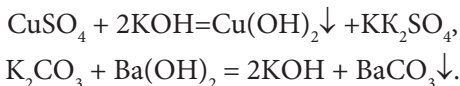


В этой реакции амфотерный гидроксид проявляет кислотные свойства. Реакция протекает только при сплавлении реагентов.

5.7. Способы получения оснований

1. Общим способом получения оснований является **реакция обмена раствора соли с раствором щелочи**. При этом обязательно образуется новое основание и новая соль.

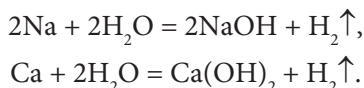
Например:



Этим методом могут быть получены как нерастворимые, так и растворимые в воде основания.

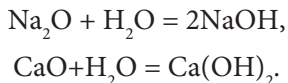
2. Щелочи получают **взаимодействием щелочных и щелочно-земельных металлов с водой**.

Например:

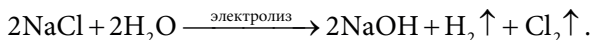


3. Щелочи могут быть получены также **взаимодействием оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой**.

Например:



4. В промышленности щелочи получают **электролизом растворов солей** (например, хлоридов):



5.8. Области применения оснований

Гидроксиды натрия и калия (NaOH и KOH) используются для очистки нефтепродуктов, для производства искусственного шелка, мыла, бумаги, применяются в текстильной и кожевенной промышленности и др. Щелочи входят в состав растворов для химического

обезжиривания поверхностей черных и некоторых цветных металлов перед нанесением защитных и декоративных покрытий.

Гидроксиды калия, кальция, бария применяются в нефтяной промышленности для приготовления ингибированных буровых растворов, позволяющих разбуривать неустойчивые горные породы.

Гидроксиды кальция и натрия используются в качестве реагентов для очистки газов от сероводорода.

Гашеная известь Ca(OH)_2 применяется в качестве ингибитора коррозии металлов под действием морской воды, а также в качестве реагента для устранения жесткости воды и очистки мазута.

Контрольные вопросы для самопроверки знаний

1. Дайте определения основаниям с точки зрения теории электролитической диссоциации (по Аррениусу).

2. Чем определяется кислотность оснований?

3. Как подразделяются все основания по кислотности?

4. Какие основания называются щелочами?

5. Дайте определения и приведите примеры амфотерных гидроксидов.

6. Каковы химические свойства оснований?

7. Как получают растворимые в воде основания? Напишите уравнения соответствующих реакций.

8. Как получают нерастворимые в воде основания? Напишите уравнения соответствующих реакций.

9. Какой цвет имеют в щелочной среде следующие индикаторы:

а) фенолфталеин; б) лакмус; в) метилоранж?

10. Назовите некоторые из областей применения оснований.

11. Выберите правильный ответ.

Формулы только щелочей приведены в ряду:

а) Fe(OH)_2 , KOH , Ba(OH)_2 ; б) NaOH , Ca(OH)_2 , Cu(OH)_2 ;

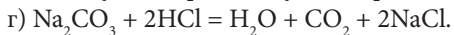
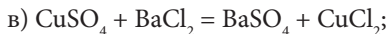
в) KOH , NaOH , LiOH ; г) Fe(OH)_3 , Cu(OH)_2 , NaOH .

12. Выберите правильный ответ.

Реакция получения основания приведена в ряду:

а) $2\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$;

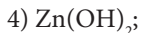
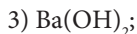
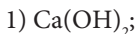
б) $\text{MgCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Mg(OH)}_2 + 2\text{KCl}$;



13. Расположите гидроксиды в порядке возрастания их кислотных свойств: $\text{Cr}(\text{OH})_2$, H_2CrO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

14. Выберите правильный ответ.

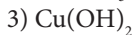
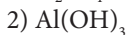
Под каким номером приведена формула гидроксида, который будет реагировать со щелочью:



15. Установите соответствие.

Формула оксида:

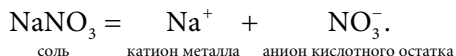
Формула гидроксида:



6. СОЛИ

Соли — это сложные вещества, которые диссоциируют в водном растворе (либо расплаве) на положительно заряженные ионы металла и отрицательно заряженные ионы кислотного остатка.

Например:



Кроме того, соли — это такие вещества, в молекуле которых атомы металла связаны с кислотными остатками.

Исключение составляют соли аммония, в которых с кислотными остатками связаны катионы аммония (частицы NH_4^+), а не атомы металла.

Например:

NaCl — хлорид натрия,

Na_2SO_4 — сульфат натрия,

CaSO_4 — сульфат кальция,

CaCl_2 — хлорид кальция,

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — сульфат аммония.

Практически все соли являются ионными соединениями, таким образом, в солях соединены между собой ионы металла и ионы кислотных остатков:

Na^+Cl^- — хлорид натрия,

$\text{Ca}^{2+}\text{SO}_4^{2-}$ — сульфат кальция и т. д.

Названия солей составляют из двух слов: на первое место ставится название аниона (кислотный остаток) в именительном падеже и на второе место — название катиона металла в родительном падеже. Названия солей в зависимости от их кислотного остатка приведены в табл. 16.

Из табл. 16 видно, что названия солей бескислородных кислот имеют окончание «-ид» (например, K_2S — *сульфид* калия), соли кислородсодержащих кислот, которые образованы атомами металлов в высшей степени окисления (BCO), — окончание «-ат» (например, $K_2S^{+6}O_4$ — *сульфат* калия). Если атом металла находится в промежуточной степени окисления, то тогда для образования названия солей кислородсодержащих кислот используется окончание «-ит». В качестве примера можно привести $K_2S^{+4}O_3$ — *сульфит* калия.

6.1. Классификация солей

Соль — это продукт взаимодействия основания и кислоты, т. е. продукт замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атом металла либо замещения гидроксильных групп в молекуле основания на кислотные остатки.

Соли классифицируют на **средние, кислые, основные, комплексные** и **двойные** (рис. 7). Молекулы **средних** солей состоят только из атомов металла и кислотного остатка. Например, соли, которые приведены в табл. 16, являются средними солями.

Соли образуются в результате соответствующей реакции нейтрализации кислоты и основания. Например, сульфат калия образуется

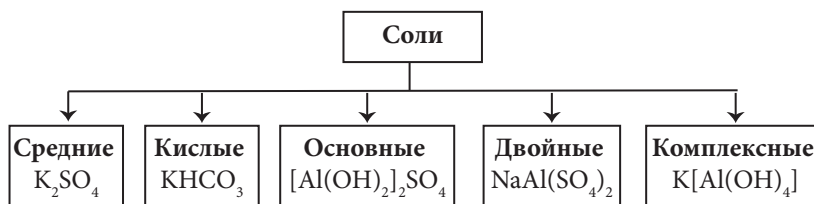


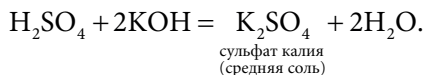
Рис. 7. Схема классификации солей

Таблица 16

Образование названий солей

Кислота	Кислотный остаток	Валентность остатка	Название солей	Примеры
Азотная — HNO_3	NO_3^-	I	Нитраты	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат кальция
Кремниевая — H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	II	Силикаты	Na_2SiO_3 — силикат натрия
Серная — H_2SO_4	SO_4^{2-}	II	Сульфаты	PbSO_4 — сульфат свинца
Угльная — H_2CO_3	CO_3^{2-}	II	Карбонаты	Na_2CO_3 — карбонат натрия
Фосфорная — H_3PO_4	PO_4^{3-}	III	Фосфаты	AlPO_4 — фосфат алюминия
Бромоводородная — HBr	Br^-	I	Бромиды	NaBr — бромид натрия
Йодоводородная — HI	I^-	I	Йодиды	KI — йодид калия
Сероводородная — H_2S	S^{2-}	II	Сульфиды	FeS — сульфид железа (II)
Соляная — HCl	Cl^-	I	Хлориды	NH_4Cl — хлорид аммония
Фтороводородная — HF	F^-	I	Фториды	CaF_2 — фторид кальция

в ходе реакции между серной кислотой и основанием (едким кали). При этом на 1 моль кислоты необходимо взять 2 моль основания:



Если использовать только 1 моль основания, т. е. меньше, чем нужно для полной нейтрализации кислоты, то образуется соответствующая кислая соль — гидросульфат калия:

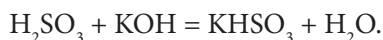


Следует отметить, что **кислые соли** образуют только многоосновные кислоты. Одноосновные кислоты кислых солей не образуют.

Кислые соли являются продуктами неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла.

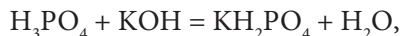
Кислые соли, кроме ионов металла и кислотного остатка, в своем составе имеют еще ионы водорода.

Двухосновные кислоты (H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2S и т. д.) могут образовывать только один тип кислых солей, которые называются **однозамещенными** (атом металла замещает только один атом водорода кислоты). Например, сернистая кислота при неполной нейтрализации гидроксидом калия образует кислую соль — KHSO_3 (гидросульфит калия):

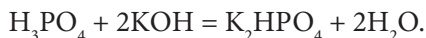


Трехосновные кислоты могут образовывать уже два типа кислых солей, а именно **однозамещенные** и **двузамещенные**.

Например, при неполной нейтрализации ортофосфорной кислоты (H_3PO_4) гидроксидом калия можно получить и однозамещенную соль — дигидрофосфат калия (KH_2PO_4):



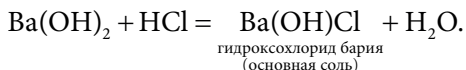
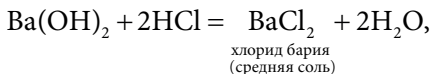
и двузамещенную соль — гидрофосфат калия (K_2HPO_4):



В название кислых солей добавляется приставка «гидро-» (от слова *hydrogenium* — водород), если молекула соли содержит один атома водорода, например, KHCO_3 — гидрокарбонат калия, Na_2HPO_4 — гидрофосфат натрия. Если же молекула соли содержит уже два атома водорода, как в случае с NaH_2PO_4 , то тогда в название добавляется приставка «дигидро-», и NaH_2PO_4 будет называться дигидрофосфатом натрия.

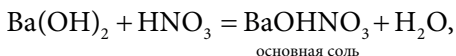
Основные соли являются продуктами неполного замещения гидроксильных групп основания или амфотерного гидроксида на кислотные остатки.

Основные соли получаются при неполной нейтрализации основания кислотами. Названия основных солей образуются с помощью приставок «гидроксо-» или «дигидроксо-». Например:

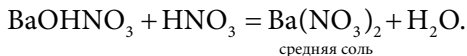


Основные соли, кроме ионов металла и кислотного остатка, как в случае средних солей, еще содержат группы OH. Основные соли могут образовываться только из многокислотных оснований. Из однокислотных оснований такие соли образовываться не могут.

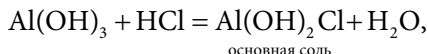
Двухкислотные основания могут образовать только один тип основных солей, а трехкислотные — соответственно уже два типа. Например, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, который относится к двухкислотным основаниям, при неполной нейтрализации азотной кислотой может образовать только одну основную соль — гидроксонитрат бария:



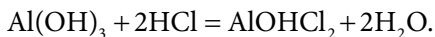
а при дальнейшей нейтрализации уже образуется средняя соль — нитрат бария:



$\text{Al}(\text{OH})_3$ является трехкислотным гидроксидом, который образует при неполной нейтрализации две основные соли — дигидроксо- и гидроксохлорид алюминия:

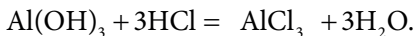


основная соль



основная соль

При полной нейтрализации образуется средняя соль:



средняя соль

Двойные соли следует рассматривать как продукт замещения атомов водорода многоосновной кислоты на атомы разных металлов или как продукт замещения гидроксильных групп многокислотного основания на кислотные остатки разных кислот.

Например:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ — алюмокалиевые квасцы, сульфат алюминия — калия,

$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ — хромовокалиевые квасцы, сульфат хрома (III) — калия,

CaCl_2O — хлорная известь, хлорид-гипохлорит кальция.

Комплексные соли относятся к соединениям высшего порядка, которые состоят из катионов металла и комплексного (сложного) аниона или из кислотных остатков и комплексного катиона. При написании комплексный ион берется в квадратные скобки. Он называется внутренней координационной сферой, которая состоит из иона металла — ядра комплексного соединения и отрицательно заряженных ионов или нейтральных молекул (H_2O , NH_3 , CO), которые называются лигандами.

Например:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ — хлорид диамин серебра,

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат (III) калия,

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ — тетрагидроксоцинкат натрия.

6.2. Номенклатура солей

Названия солей связаны с названиями соответствующих кислот. Соли распространенных кислот имеют **традиционные химические названия**, которые состоят из названия кислотного остатка в именительном падеже и названия металла в родительном падеже с указанием степени окисления металла в скобках римскими цифрами.

Например:

Na_2CO_3 — карбонат натрия,

FeSO_4 — сульфат железа (II),

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа (III).

Если в результате реакции образуется **кислая соль**, то к названию соответствующей средней соли необходимо добавить приставку «*гидро-*».

Если число атомов водорода в кислотном остатке равно двум, то оно указывается в названии с помощью приставки «*дигидро-*».

Ниже приведены примеры названий кислых солей:

NaHSO_4 — гидросульфат натрия,

$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ — гидросульфит кальция,

$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ — гидрофосфат аммония,

$\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат бария.

Если в результате реакции образуются **основные соли**, то к названию соответствующей средней соли необходимо добавить приставку «*гидроксо-*».

Ниже приведены примеры названий основных солей:

FeOHNO_3 — нитрат гидроксожелеза (II),

$(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$ — сульфат гидроксокобальта (II),

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — карбонат гидроксомеди (II),

PbOHClO_4 — перхлорат гидроксосвинца (II).

При выделении солей из водных растворов вода может входить в состав образующихся кристаллов. Такие вещества носят назва-

ния **кристаллогидратов**, а содержащаяся в них вода называется **кристаллизационной**. В формуле кристаллогидратов показывают количество кристаллизационной воды, которое содержится в одном моле кристаллогидрата.

Например:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата калия алюминия, содержащий на 1 моль $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ 10 моль воды.

Для того чтобы назвать кристаллогидраты, необходимо перед названием соли с помощью числовых приставок и слова «гидрат» указать количество воды (в молях), которое приходится на один моль кристаллогидрата.

Например:

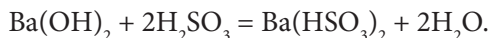
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — пентагидрат сульфата меди (II),

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — декагидрат сульфата натрия.

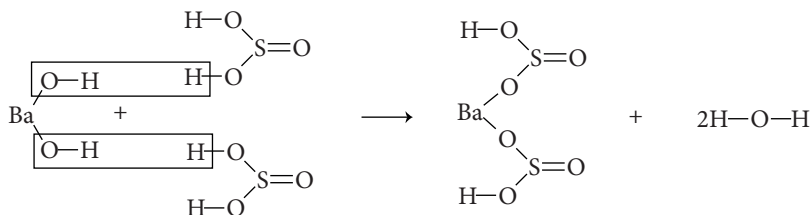
6.3. Графические формулы солей

Для того чтобы изобразить графическую формулу соли, необходимо:

- 1) правильно написать молекулярную формулу соли;
- 2) изобразить отдельно формулы кислоты и основания, которые образуют данную соль в реакции нейтрализации соответствующих кислоты и основания. Например, $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ — гидросульфат бария получается в результате неполной нейтрализации сернистой кислоты (H_2SO_3) гидроксидом бария ($\text{Ba}(\text{OH})_2$);
- 3) определить, какое количество молекул кислоты и основания необходимо для получения молекулы этой соли. Например, для получения молекулы $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ необходима одна молекула основания (один атом бария) и две молекулы кислоты (два кислотных остатка HSO_3^-):



Далее следует построить графические формулы определенных ранее молекул основания и кислоты и получить графическую формулу кислой соли:



В табл. 17 приведены международные и тривиальные названия солей.

Таблица 17

Международные, русские и традиционные названия некоторых солей

Соль	Международное название	Русское название	Традиционное название	Применение
Na_2CO_3	Карбонат натрия	Натрий углекислый	Сода	В быту — как моющее и чистящее средство
NaHCO_3	Гидрокарбонат натрия	Натрий углекислый кислый	Питьевая сода	Пищевой продукт: выпечка кондитерских изделий
K_2CO_3	Карбонат калия	Калий углекислый	Поташ	Применяется в технике
Na_2SO_4	Сульфат натрия	Натрий сернокислый	Глауберова соль (на $10\text{H}_2\text{O}$)	Лекарственное средство
MgSO_4	Сульфат магния	Магний сернокислый	Английская соль (на $7\text{H}_2\text{O}$)	Лекарственное средство
KClO_3	Хлорат калия	Калий хлорноватокислый	Бертолетова соль	Применяется в зажигательных смесях для головок спичек

Например, нельзя путать *соду* Na_2CO_3 и *питьевую соду* NaHCO_3 . Если использовать в пищу *соду* вместо *питьевой соды*, можно получить тяжелый химический ожог.

В химии и на производстве сохраняется много тривиальных названий. Так, *каустическая сода* — это название не соли, а техническое название гидроксида натрия NaOH . Если обыкновенной содой можно почистить раковину или посуду, то каустическую соду нельзя использовать в быту!

Эти простые знания могут пригодиться в жизни — никто не знает, с какими веществами придется столкнуться в будущем.

6.4. Физические свойства солей

Соли по агрегатному состоянию являются твердыми кристаллическими веществами. По своей растворимости в воде они делятся на три группы (см. прил. 2):

- 1) хорошо растворимые;
- 2) малорастворимые;
- 3) практически нерастворимые.

Например, к растворимым в воде солям относятся соли азотной кислоты, а также соли калия, натрия и аммония.

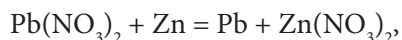
Соли имеют широкий диапазон температур плавления и термического разложения.

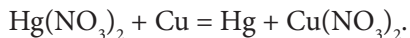
6.5. Химические свойства солей

Химические свойства солей характеризуются их отношением к металлам, щелочам, кислотам и солям.

1. Взаимодействие соли в водных растворах с теми **металлами**, которые являются **более активными, чем металл в исходной соли**. Более активный металл замещает менее активный металл в соли.

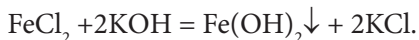
Например:





2. Взаимодействие растворов солей **со щелочами** с образованием нового основания (которое выпадает в осадок) и новой соли.

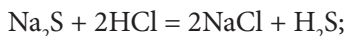
Например:



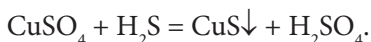
3. Взаимодействие соли с **растворами более сильных или менее летучих кислот** с образованием новой соли и новой кислоты.

Например:

а) образование более слабой кислоты или более летучей кислоты:

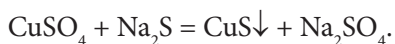
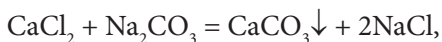
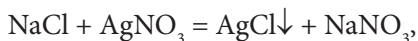


б) образование малорастворимой соли при взаимодействии солей сильных кислот с более слабыми кислотами:



4. **Реакция обмена между растворимыми солями** с образованием двух новых солей.

Например:

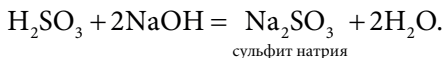


Необходимо помнить, что обменные реакции протекают всегда практически до конца только в том случае, если один из продуктов выделяется в виде осадка, газа или если образуется вода или любое другое малодиссоциирующее соединение (см. прил. 5).

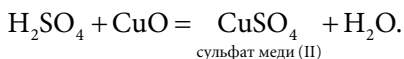
6.6. Способы получения солей

Известно огромное число реакций, приводящих к образованию солей.

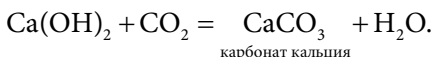
1. **Реакция нейтрализации** при смешении растворов кислоты и основания в нужном мольном соотношении:



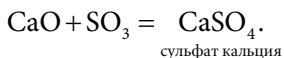
2. **Взаимодействие кислоты с основными оксидами:**



3. **Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:**



4. **Взаимодействие основных и кислотных оксидов:**

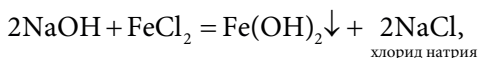


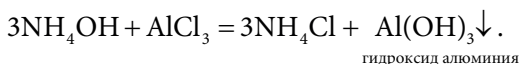
5. **Взаимодействие кислот с солями** с образованием нерастворимой соли или летучей кислоты:



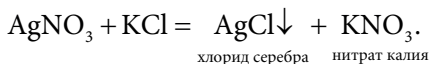
6. **Взаимодействие растворимых в воде оснований с солями** с образованием другого основания (не щелочи, которая может реагировать с образовавшейся солью) и другой соли. Кроме того, необходимыми условиями прохождения реакции являются растворимость исходной соли и выпадение одного из продуктов в осадок.

Например:





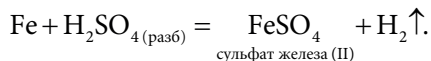
7. Взаимодействие двух солей. Реакция пройдет только при условии растворимости исходных солей в воде и выпадении одной из образующихся солей в осадок:



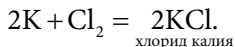
Если же обе образующиеся соли хорошо растворимы в воде, то реакция не идет, в растворе присутствуют только ионы, которые не реагируют друг с другом с образованием малодиссоциирующего соединения.

При упаривании такого раствора можно получить смесь соответствующих солей NaCl, KBr, NaBr и KCl, однако получить чистые соли в таких реакциях невозможно.

8. Взаимодействие металлов с кислотами (в окислительно-восстановительных реакциях). Например, металлы, которые расположены в ряду активности металлов левее водорода, вытесняют из кислот водород и сами реагируют с кислотным остатком, образуя соли:



9. Взаимодействие металлов с неметаллами с образованием кристаллов соли, которые выглядят, как белый «дым»:



10. Взаимодействие металлов с солями. Более активные металлы, которые в ряду активности расположены левее, способны вытеснять менее активные металлы из их солей:



6.7. Области применения солей

Некоторые соли являются соединениями, которые необходимы в значительных количествах для обеспечения жизнедеятельности растительных и животных организмов (соли калия, натрия, кальция, а также соли, содержащие азот и фосфор).

NaCl — хлорид натрия (поваренная соль, соль пищевая). Ежегодная мировая добыча этой соли составляет порядка 200 млн т. Эта соль применяется в пищевой промышленности, служит сырьем для получения соляной кислоты, хлора, гидроксида натрия, кальцинированной соды (Na_2CO_3).

KCl — хлорид калия. В значительных количествах хлорид калия применяется в сельском хозяйстве в качестве удобрения.

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат алюминия. Используется в качестве коагулянта для очистки воды от тонкодисперсных взвешенных частиц и в нефтяной промышленности.

Na_2CO_3 — карбонат натрия (сода). Входит в состав смесей для производства стекла, моющих средств. Реагент для увеличения щелочности среды. Используется для устранения жесткости воды.

CaCO_3 — карбонат кальция в виде мела и известняка является сырьем для производства негашеной извести — CaO и гашеной извести — $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Применяется в нефтепромышленности.

FeCl_3 — хлорид железа (III). В сочетании со щелочью используется для очистки воды от сероводорода при бурении скважин водой, для очистки воды от взвешенных частиц.

CaSO_4 — сульфат кальция. В виде алебаstra ($2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) широко используется в строительстве, входит в состав быстротвердеющих вяжущих смесей для изоляции зон поглощений.

CaCl_2 — хлорид кальция. Снижает температуру замерзания растворов (антифриз).

Na_2SiO_3 — силикат натрия (растворимое стекло). Применяется в качестве ингибитора коррозии металлов, компонента некоторых буровых и буферных растворов.

AgNO_3 — нитрат серебра. Используется для химического анализа, в том числе пластовых вод и фильтратов буровых растворов на содержание ионов хлора.

Na_2SO_3 — сульфит натрия. Используется для химического удаления кислорода из воды в целях борьбы с коррозией при закачке сточных вод.

$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — бихромат натрия. Используется в нефтяной промышленности, в качестве ингибитора коррозии алюминия, для приготовления ряда реагентов.

6.8. Генетическая взаимосвязь между основными классами неорганических соединений

Если знать генетическую взаимосвязь между представителями различных классов неорганических соединений, то можно легко превращать одни вещества в другие (см. прил. 5).

Схема генетической взаимосвязи между основными классами неорганических соединений представлена на рис. 8.

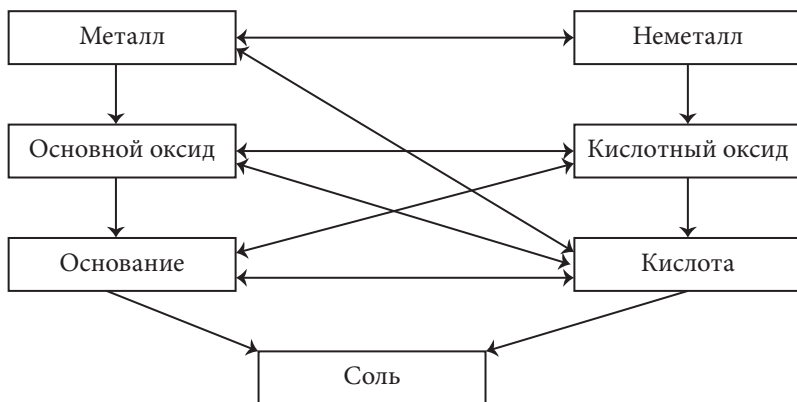


Рис. 8. Генетическая взаимосвязь между основными классами неорганических соединений

Контрольные вопросы для самопроверки знаний

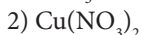
1. Дайте определения солям с точки зрения теории электролитической диссоциации (по Аррениусу).
2. Как подразделяются все соли?
3. Дайте определение и приведите примеры солей каждого типа: а) средняя соль; б) кислая соль; в) основная соль; г) двойная соль.
4. Каковы химические свойства солей?
5. Назовите условия практической необратимости протекания химических реакций.
6. Сформулируйте условия, при которых соли могут взаимодействовать с металлами. Приведите три примера.
7. Каковы условия взаимодействия солей с кислотами? Приведите три примера.
8. В каком случае соли могут реагировать между собой? Что при этом образуется? Приведите уравнения трех реакций.
9. Какие способы получения солей вам известны? Приведите примеры.
10. Как можно получить кислые и основные соли? Приведите примеры.
11. Установите соответствие.

Формула соли:

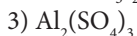
Название соли



а) нитрат меди (II)



б) карбонат калия



в) хлорид железа (III)



г) нитрат меди (II)

д) сульфат алюминия

12. Выберите правильный ответ.

Формулы только солей приведены в ряду:



13. Выберите правильный ответ.

Средние соли содержат в своем составе ионы:

- а) водорода, металла и кислотного остатка;
- б) металла и кислотного остатка;
- в) металла, гидроксогруппы и кислотного остатка.

14. Выберите правильный ответ.

Под каким номером приведена реакция, в результате которой образуется сульфат меди (II):

- 1) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow$; 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$;
3) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$;
5) $\text{CuS} + \text{HCl} \rightarrow$?

Напишите уравнение выбранной реакции.

15. Выберите правильный ответ.

Под каким номером приведена формула соединения, в котором кислотный остаток имеет заряд 3-:

- 1) $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$; 2) AlPO_4 ; 3) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
4) $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$; 5) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

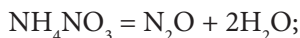
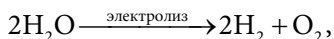
7. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химической реакцией называется процесс образования новых веществ, при котором происходит перегруппировка атомов. Химические связи между атомами в исходных веществах разрываются, а в продуктах реакции образуются новые химические связи. Состав атомных ядер при прохождении химической реакции не изменяется.

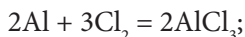
Классификацию химических реакций принято проводить по ряду признаков.

1. По составу и количеству исходных веществ и продуктов реакции:

а) реакции разложения — реакции, при которых из одного сложного вещества образуется несколько простых или менее сложных веществ. Например:

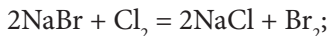
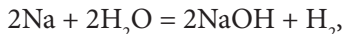


б) реакции соединения — реакции, при которых из нескольких простых или сложных веществ образуется одно более сложное вещество. Например:

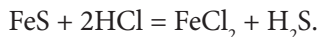
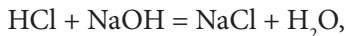


в) реакции замещения — реакции, которые происходят между сложным и простым веществами, в которых атомы простого вещества замещают один из видов атомов в молекуле сложного веще-

ства и в результате образуется новое простое и сложное вещества. Например:

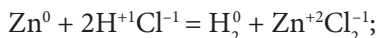
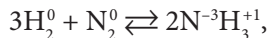


г) реакции обмена — реакции между двумя сложными веществами, при этом происходит обмен составными частями. Например:

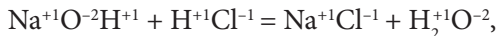


2. По изменению степени окисления различают:

а) окислительно-восстановительные реакции (с изменением степени окисления элементов). К ним чаще всего относятся реакции соединения, разложения и замещения. Например:

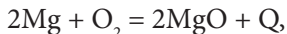


б) реакции, идущие без изменения степени окисления (все реакции обмена, а также реакции разложения и соединения, идущие без участия простых веществ). Например:



3. По тепловому эффекту различают:

а) экзотермические реакции — реакции, протекающие с выделением теплоты. К таким реакциям относят большинство реакций нейтрализации, полного (горение) и неполного окисления. Например:

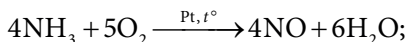
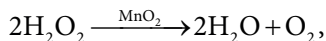


б) эндотермические реакции — реакции, протекающие с поглощением теплоты. К таким реакциям относят реакции разложения. Например:

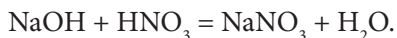
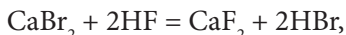


4. В зависимости от применения катализатора:

а) каталитические реакции, которые протекают с участием катализатора. Например:

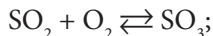


б) некаталитические реакции — реакции, протекающие без участия катализатора. Например:

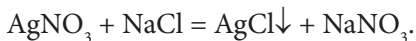
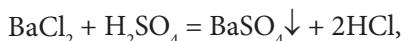


5. По обратимости реакций различают:

а) обратимые реакции — это те реакции, которые протекают в противоположных направлениях — как в направлении получения продуктов реакции, так и в направлении образования исходных веществ. Например:

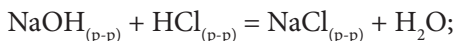
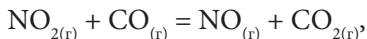


б) необратимые реакции — это те реакции, которые протекают до полного превращения исходных веществ в продукты реакции. Признаками необратимости реакций в растворах является образование осадка, газа или малодиссоциирующего вещества (воды и т. п.). Например:

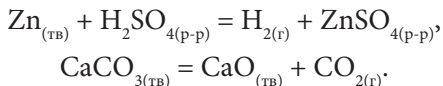


6. В зависимости от агрегатного состояния веществ, участвующих в химической реакции, различают:

а) гомогенные химические системы — это те системы, в которых все вещества (и реагенты и продукты реакции) находятся в одинаковом агрегатном состоянии (в одной фазе). Например:



б) гетерогенные химические системы — это те системы, в которых вещества (и реагенты и продукты реакции) находятся в разных агрегатных состояниях (реакции проходят на границе раздела фаз). Например:



Многие химические реакции в организме человека протекают в водных растворах. Вещества находятся в водном растворе в диссоциированном состоянии, т. е. в виде ионов (такие вещества называются сильными электролитами), или частично в виде ионов (к ним относятся слабые электролиты).

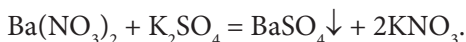
Таким образом, реакции между водными растворами электролитов (между ионами) называются ионными реакциями. Принято различать обратимые и необратимые ионные реакции.

Необратимые ионные реакции возможны только в том случае, если между ионами происходит химическое взаимодействие, т. е. образуются:

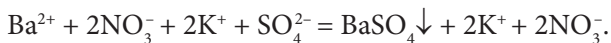
- нерастворимое вещество, которое выпадает в осадок;
- газообразное вещество;
- молекулы малодиссоциирующего вещества (слабого электролита).

При составлении соответствующих ионных уравнений формулы малодиссоциирующих, нерастворимых (\downarrow) и газообразных (\uparrow) веществ записываются в молекулярном виде.

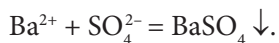
Уравнения ионных реакций записываются в полной форме и в сокращенном виде. Например, реакция между нитратом бария и сульфатом калия протекает по следующей схеме с образованием осадка:



Молекулярное уравнение данной реакции можно записать в ионном виде (полная форма записи):



Одинаковые ионы можно сократить и в результате получим сокращенное ионное уравнение, которое отражает сущность происходящей реакции:



Контрольные вопросы для самопроверки знаний

1. Каковы признаки химических реакций?
2. Дайте определение понятий «химическая реакция», «реагент», «продукты реакции».
3. Как составить уравнение химической реакции?
4. По каким признакам классифицируют химические реакции?
5. Дайте определения понятиям «тепловой эффект реакции», «экзотермическая реакция», «эндотермическая реакция».
6. Рассмотрите классификацию реакций по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции.
7. Какую информацию несет уравнение химической реакции?
8. Какие химические реакции идут до конца? Признаки необратимости реакции.
9. Какие реакции называются ионными? Приведите примеры необратимых ионных реакций.
10. Правила записи ионных уравнений.
11. Выберите правильный ответ.

При взаимодействии растворов двух солей реакция является необратимой:

- | | |
|--|---|
| а) Na_2SO_4 и KCl ; | б) K_2SO_4 и BaCl_2 ; |
| в) Na_2SO_4 и NH_4Cl ; | г) CH_3COONa и $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. |

12. Выберите правильный ответ.

При взаимодействии двух веществ происходит реакция нейтрализации:

- | | |
|------------------------------------|---|
| а) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3$; | б) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$; |
| в) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$; | г) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$. |

13. Выберите правильный ответ.

Взаимодействие оксида с водой относится к реакциям:

- а) соединения; б) обмена;
- в) разложения; г) замещения.

14. Выберите правильный ответ.

Реакция между кислотой и основанием называется:

- а) реакцией соединения; б) реакцией разложения;
- в) реакцией нейтрализации; г) реакцией гидратации.

15. Выберите, между какими из указанных веществ реакции протекают до конца, какие реакции являются обратимыми, а какие — в растворе не протекают; объясните почему:

- а) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$; б) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- в) $\text{AlCl}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$; г) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow$;
- д) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

8. ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

8.1. Химическая кинетика

Химическая кинетика — раздел общей химии, изучающий скорости и механизмы химических процессов, а также их зависимость от различных факторов. Изучение кинетики химических реакций позволяет управлять химическими процессами, а также определять механизмы химических процессов.

Любой химический процесс представляет собой превращение исходных реагентов в продукты реакции:

реагенты → переходное состояние → продукты реакции.

Реагентами (исходными веществами) называются такие вещества, которые вступают в процесс химического взаимодействия.

Продуктами реакции называются вещества, которые образуются в результате процесса химического превращения. В обратимых процессах продукты прямой реакции являются исходными реагентами обратной реакции.

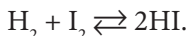
Необратимыми реакциями являются реакции, которые протекают при данных условиях в одном направлении (условное обозначение этого типа реакции: → или =).

Например:



Обратимыми реакциями являются реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях (условное обозначение: \rightleftharpoons).

Например:



Переходным состоянием (активированным комплексом) называется такое состояние химической системы, которое является промежуточным между исходными реагентами и продуктами реакции. В этом состоянии происходит разрыв одних химических связей и образование других химических связей. Далее этот активированный комплекс превращается в целевые продукты реакции.

Большая часть химических реакций является сложными процессами и состоит из нескольких стадий, которые называются элементарными реакциями.

Элементарная реакция — единичный акт образования или разрыва химической связи.

Совокупность элементарных реакций, которые составляют химическую реакцию, определяет **механизм химической реакции**.

В уравнении химической реакции обычно указываются исходные вещества (начальное состояние системы) и продукты реакции (конечное состояние). К сложным химическим реакциям можно отнести последовательные, параллельные, обратимые и другие многостадийные реакции.

Если скорости разных стадий химической реакции существенно различаются друг от друга, то скорость сложной реакции нужно определять скоростью самой медленной ее стадии. Такая стадия называется **лимитирующей стадией**.

Выделяют два типа химических реакций (**гомогенные** и **гетерогенные реакции**) в зависимости от фазового состояния реагирующих веществ.

Химические реакции принято различать по их молекулярности, т.е. числу молекул, участвующих в каждом элементарном акте их взаимодействия. По этому признаку выделяют мономолекулярные, бимолекулярные и тримолекулярные реакции.

Мономолекулярные реакции — это реакции, в которых элементарный акт осуществляется при химическом превращении только одной молекулы, например:



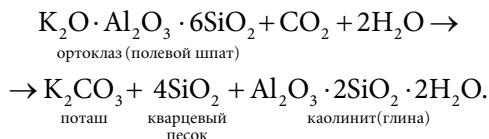
Бимолекулярные реакции — это реакции, в которых элементарный акт представляет собой столкновение двух молекул, например:



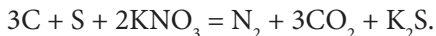
В **тримолекулярных реакциях** элементарный акт осуществляется при одновременном столкновении трех молекул, например:



Скорости различных химических реакций существенно отличаются друг от друга. Химические реакции могут протекать очень медленно, в течение многих столетий, как, например, выветривание горных пород:



Некоторые же реакции могут протекать очень быстро, например, взрыв черного пороха, который представляет собой смесь угля, серы и селитры:



Таким образом, скорость химической реакции является количественной мерой интенсивности протекания этой реакции.

Скорость химической реакции — это число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени в единице реакционного пространства.

В случае **гомогенных реакций** скорость химической реакции определяется количеством вещества, прореагировавшего в единицу времени в единице объема.

Кроме того, скорость реакции можно рассматривать как величину, которая показывает изменение молярной концентрации одного из веществ в единицу времени.

В соответствии с определением скорость реакции при неизменных объеме и температуре и при уменьшении концентрации одного

из реагирующих веществ от C_1 до C_2 за определенный промежуток времени от τ_1 до τ_2 (средняя скорость реакции) будет равна:

$$V = \frac{C_1 - C_2}{\tau_1 - \tau_2} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}.$$

Для гомогенных реакций размерность скорости химической реакции V выражается в единицах [моль/л · с].

В случае **гетерогенных реакций** скорость реакции относится к единице площади поверхности, на которой протекает реакция, так как для гетерогенных реакций реакционным пространством является поверхность, на которой протекает реакция. Соответственно, уравнение средней скорости гетерогенной реакции имеет вид:

$$V = \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \cdot \frac{1}{S}.$$

где S — площадь поверхности, на которой протекает реакция.

Размерность скорости химической реакции для гетерогенных процессов выражается в единицах [моль/л · с · м²].

8.2. Влияние различных факторов на скорость химической реакции

На скорость химической реакции оказывают влияние следующие факторы:

- природа реагирующих веществ;
- концентрация реагирующих веществ;
- температура системы;
- давление (для газовых систем);
- площадь поверхности (для гетерогенных систем);
- наличие в системе катализатора и ряд других факторов.

При увеличении концентрации реагирующих веществ происходит более частое столкновение частиц, которое приводит к увеличению скорости реакции, так как каждое химическое взаимодействие представляет собой результат столкновения частиц. Зависимость скорости химической реакции от молярных концентраций реа-

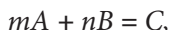
гирующих веществ можно описать **законом действующих масс**, который был сформулирован в 1865 г. Н. Н. Бекетовым, а в 1867 г. К. Гульдбергом и П. Вааге.

Закон действующих масс утверждает, что скорость элементарной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Уравнение, которое выражает зависимость скорости реакции от концентрации каждого реагирующего вещества, называют **кинетическим уравнением реакции**.

Необходимо отметить, что закон действующих масс применим только к простым гомогенным реакциям. Если реакция протекает в несколько стадий, то закон будет справедлив для каждой из стадий, а скорость сложного химического процесса определяется скоростью самой медленной реакции, которая представляет собой лимитирующую стадию всего процесса.

Если в элементарную реакцию вступают одновременно m молекул вещества A и n молекул вещества B :



то уравнение для скорости реакции (кинетическое уравнение) принимает вид:

$$V = k[A]^m \cdot [B]^n,$$

где k — коэффициент пропорциональности, который называется константой скорости химической реакции; $[A]$ — молярная концентрация вещества A ; $[B]$ — молярная концентрация вещества B ; m и n — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Константа скорости реакции k будет численно равна скорости реакции, при которой концентрации всех реагирующих веществ (в кинетических уравнениях — произведение этих концентраций) равны единице.

Константа скорости реакции k также зависит от ряда факторов, а именно от природы реагирующих веществ и температуры, однако не зависит от самого значения концентрации реагентов. Кроме того,

для гетерогенных реакций концентрация твердой фазы не включается в уравнение скорости химической реакции.

При протекании реакции в газовой фазе огромное влияние на ее скорость оказывает изменение давления в системе, так как изменение давления приводит к пропорциональному изменению концентрации. Так, увеличение давления приводит к пропорциональному росту концентрации газообразного реагента, а уменьшение давления, соответственно, снижает его концентрацию.

При протекании реакции в жидкой или твердой фазах изменение давления не оказывает влияния на скорость реакции, так как не влияет на концентрацию жидких и твердых реагентов.

Химические реакции происходят за счет соударения частиц реагирующих веществ. Однако только частицы, которые обладают повышенной энергией (энергией активации), — **активные частицы** способны осуществить акт химической реакции. С повышением температуры увеличивается кинетическая энергия частиц и увеличивается число активных частиц, в результате чего повышается скорость химических процессов.

Зависимость скорости реакции от температуры определяется **правилом Вант-Гоффа**, согласно которому при повышении температуры на каждые 10 °С скорость химической реакции возрастает в два — четыре раза.

$$V = V_0 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где V_0 — скорость реакции при начальной температуре системы t_1 ; V — скорость реакции при конечной температуре системы t_2 ; γ — температурный коэффициент реакции, равный 2÷4.

Зная величину температурного коэффициента γ , можно рассчитать изменение скорости реакции при увеличении температуры от t_1 до t_2 по формуле

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

Чем больше значение температурного коэффициента реакции γ , тем значительнее влияние температуры на скорость реакции.

Необходимую для протекания реакций энергию можно получить от разных воздействий (свет, теплота, лазерное излучение, плазма, электрический ток, радиоактивное излучение, высокое давление и т. д.). При всех этих воздействиях доля активных молекул возрастает. Эти молекулы обладают энергией, которая необходима для данного взаимодействия, — $E_{\text{мин}}$.

При столкновении активных молекул вначале образуется активированный комплекс, внутри которого происходит перераспределение взаимодействующих атомов.

Энергией активации E_a называется энергия, которая необходима для увеличения энергии молекул реагирующих веществ до энергии активированного комплекса.

Энергию активации рассматривают как дополнительную энергию, которую должны приобрести молекулы реагирующих веществ, чтобы преодолеть определенный энергетический барьер. Таким образом, E_a равна разности между средней энергией исходных реагирующих частиц $E_{\text{исх}}$ и энергией образующегося активированного комплекса $E_{\text{мин}}$. Энергия активации зависит от природы реагентов. Значение E_a обычно находится в пределах от 0 до 400 кДж. Если значение E_a превышает 150 кДж, то такие реакции не протекают при стандартных температурах.

Изменение энергии системы в ходе реакции можно графически представить с помощью энергетической диаграммы (рис. 9).

Согласно уравнению Аррениуса, чем больше значение энергии активации E_a , тем в большей степени константа скорости химической реакции k зависит от температуры:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{(R \cdot T)}},$$

где E_a — энергия активации, Дж/моль; R — универсальная газовая постоянная; T — температура, К; A — константа Аррениуса; $e = 2,718$ — основание натуральных логарифмов.

Катализаторами называются вещества, которые повышают скорость химической реакции. Они вступают во взаимодействие с одним

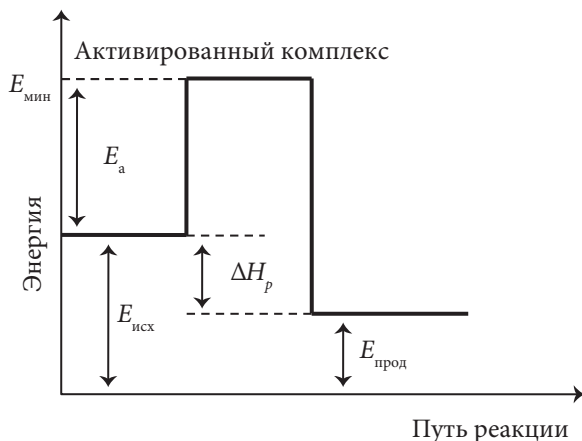
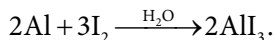


Рис. 9. Энергетическая диаграмма экзотермической реакции:
 $E_{\text{исх}}$ — средняя энергия исходных веществ; $E_{\text{прод}}$ — средняя энергия продуктов реакции; $E_{\text{мин}}$ — энергия активированного комплекса; E_a — энергия активации;
 ΔH_p — тепловой эффект химической реакции

из исходных реагентов с образованием промежуточного химического соединения и выделяются в конце реакции в неизменном виде.

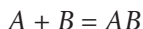
Катализом называется влияние, которое оказывается катализаторами на химические реакции.

Например, при смешении порошка алюминия и кристаллического йода при комнатной температуре не наблюдается видимого химического превращения. При добавлении только одной капли воды происходит очень бурная реакция:



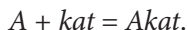
Различают **гомогенный катализ** (катализатор образует с реагирующими веществами гомогенную систему) и **гетерогенный катализ** (катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах и каталитический процесс происходит на поверхности раздела фаз).

Согласно теории промежуточных соединений (предложена французским исследователем Полем Сабатье и развита в работах Н. Д. Зелинского), медленно протекающая реакция



в присутствии катализатора протекает быстро, но в две стадии. На первой стадии процесса образуется промежуточное соединение одного из реагентов с катализатором $Akat$.

Первая стадия:



Данное соединение на второй стадии образует с другим реагентом активированный комплекс $[AkatB]$, который затем превращается в конечный продукт AB с последующей регенерацией катализатора kat .

Вторая стадия:

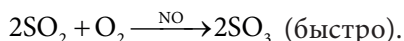


Таким образом, за счет образования промежуточных соединений уменьшается энергия активации реакции.

В качестве примера можно привести медленно протекающую реакцию:



При промышленном нитрозном способе получения серной кислоты из диоксида серы в качестве катализатора используется оксид азота (II), который значительно ускоряет реакцию:



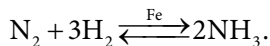
В присутствии катализатора (NO) реакция протекает быстро в две стадии:



В качестве гомогенных катализаторов часто применяются растворы кислот, оснований и солей d-элементов: Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu и др.

В случае гетерогенного катализа реагенты и катализатор образуют несколько фаз. Реакции протекают на границе раздела фаз. Обычно взаимодействия протекают на поверхности раздела между твердой и жидкой или твердой и газовой фазами.

Например, синтез аммиака из азота и водорода осуществляют в присутствии катализатора, который представляет собой смесь металлического железа с добавками оксида калия и алюминия:



Примером гетерогенного катализа является окисление SO_2 в SO_3 на катализаторе V_2O_5 при производстве серной кислоты контактным методом.

Промоторами (или активаторами) называются вещества, которые повышают активность катализатора. При этом промоторы могут и не обладать каталитическими свойствами.

Каталитическими ядами называются посторонние примеси в реакционной смеси, которые приводят к частичной или полной потере активности катализатора. Например, следы фосфора и мышьяка вызывают быструю потерю активности катализатора V_2O_5 в реакции окисления SO_2 в SO_3 .

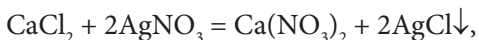
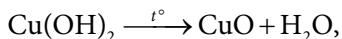
На производстве такие химические процессы, как получение аммиака, серной и азотной кислоты и др., проводятся только в присутствии катализаторов.

Биохимические реакции в растительных и животных организмах ускоряются с помощью биологических катализаторов — **ферментов (энзимов)**.

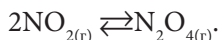
При добавлении в реакционную среду специальных веществ — **ингибиторов** можно замедлить протекание нежелательных химических процессов. Например, чтобы затормозить процессы коррозии, широко используются различные ингибиторы коррозии металлов.

8.3. Химическое равновесие

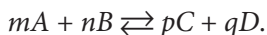
Помимо практически необратимых химических реакций, например:



известно огромное количество процессов, в ходе которых химическое превращение протекает не до конца, возникает равновесная смесь всех исходных реагентов и продуктов реакции, находящихся как в левой, так и в правой частях стехиометрического уравнения реакции. Например, при стандартных условиях обратимой является система



Особенности протекания обратимых процессов следует рассмотреть на примере системы, которая имеет вид:



При условии, что прямая (\rightarrow) и обратная (\leftarrow) реакции протекают в одну стадию, согласно закону действующих масс значения скоростей для прямой ($V_{\text{прям}}$) и обратной ($V_{\text{обр}}$) реакций описываются следующими кинетическими уравнениями:

$$\begin{aligned} V_{\text{прям}} &= k_{\text{прям}} [A]^m \cdot [B]^n, \\ V_{\text{обр}} &= k_{\text{обр}} [C]^p \cdot [D]^q, \end{aligned}$$

где $k_{\text{прям}}$ и $k_{\text{обр}}$ — константы скорости прямой и обратной реакций соответственно.

Сначала концентрации исходных веществ $[A]$ и $[B]$, как и скорость прямой реакции, имеют максимальное значение (рис. 10). Концентрации продуктов реакции $[C]$ и $[D]$ и скорость обратной реакции в начальный момент равны нулю. В ходе реакции концентрации исходных веществ уменьшаются, что приводит к снижению скорости прямой реакции. Концентрации же продуктов реакции, а также скорость обратной реакции возрастают. Это происходит до тех пор, пока не наступит момент, при котором скорости прямой и обратной реакций становятся равными.

Химическим равновесием называется состояние системы, при котором $V_{\text{прям}} = V_{\text{обр}}$. Это равновесие является динамическим, так как в системе идет двусторонняя реакция — в прямом (A и B — реагенты, C и D — продукты) и в обратном (A и B — продукты, C и D — реагенты) направлениях.

В обратимой системе, которая находится в состоянии равновесия, концентрации всех участников химического процесса называ-

ются **равновесными концентрациями**, так как при этом постоянно и с одинаковой скоростью протекают как прямая, так и обратная реакции.

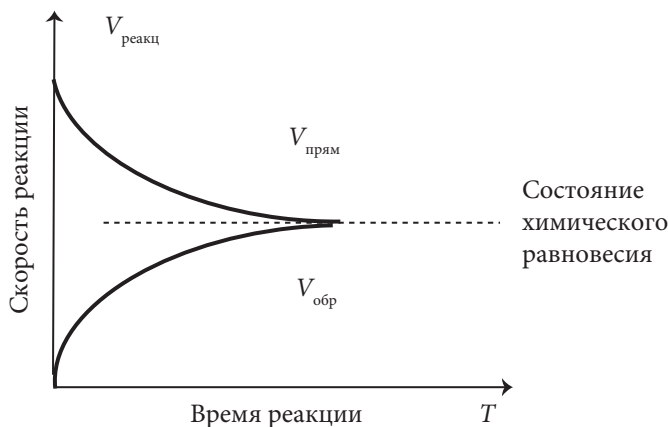


Рис. 10. Зависимость скоростей прямой и обратной реакций от времени их протекания

Количественную характеристику химического равновесия можно вывести из соответствующих кинетических уравнений:

$$V_{\text{прям}} = V_{\text{обр}},$$

$$k_{\text{прям}}[A]^m \cdot [B]^n = k_{\text{обр}}[C]^p \cdot [D]^q.$$

Так как константы скоростей реакций при постоянной температуре постоянны, то будет постоянным и отношение

$$K_p = \frac{K_{\text{прям}}}{K_{\text{обр}}},$$

которое называется **константой химического равновесия**.

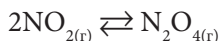
Если приравнять правые части кинетических уравнений для прямой и обратной реакций, то можно получить:

$$K_p = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n},$$

где K_p — константа химического равновесия, выраженная через равновесные концентрации участников реакции.

Константа химического равновесия — это отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Например, для обратимой реакции



выражение для константы равновесия имеет вид:

$$K_p = \frac{K_{\text{прям}}}{K_{\text{обр}}} = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}.$$

Если процесс химической реакции имеет несколько фаз, то в выражении для константы равновесия нужно учитывать только те фазы, в которых происходят изменения концентраций реагентов. Например, в выражение для константы равновесия для системы



твердые вещества не включаются:

$$K_p = [\text{CO}_2].$$

Константа равновесия K_p является количественной мерой способности реакции протекать «слева — направо» (прямая реакция) при заданном способе написания стехиометрического уравнения реакции. Константа равновесия показывает, во сколько раз прямая реакция идет быстрее, чем обратная, при одинаковой температуре и концентрациях, равных 1 моль/л.

Если константа равновесия $K_p = 1$, то реакция находится в состоянии химического равновесия и протекает в прямом и обратном направлениях с одинаковыми скоростями.

При очень больших значениях константы равновесия ($K_p \gg 10^7$) протекает прямая реакция, которая является практически необратимой.

Если константа равновесия имеет малое значение ($K_p \ll 10^{-7}$), то практически необратимой является обратная реакция.

8.4. Смещение химического равновесия

Состояние химического равновесия может сохраняться сколько угодно долго при постоянстве внешних условий химического процесса. При изменении условий проведения реакции (температуры, давления и концентрации) можно **сместить** или **сдвинуть химическое равновесие** в требуемом направлении. Смещение равновесия вправо будет приводить к увеличению концентрации веществ, формулы которых находятся в правой части уравнения. Смещение равновесия влево будет приводить к увеличению концентрации веществ, формулы которых находятся слева. При этом система перейдет в новое состояние равновесия, которое характеризуется **другими значениями равновесных концентраций реагентов**.

Смещение химического равновесия, которое вызывается изменением внешних условий, подчиняется правилу, сформулированному в 1884 г. французским физиком А. Ле Шателье (принцип Ле Шателье).

Принцип Ле Шателье утверждает, что если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие, например, изменить температуру, давление или концентрации реагентов, то равновесие сместится в направлении той реакции, которая ослабляет оказываемое воздействие.

Влияние изменения концентрации на смещение химического равновесия

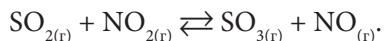
Согласно принципу Ле Шателье, **увеличение концентрации любого из участников реакции вызывает смещение равновесия в сторону той реакции, которая приводит к уменьшению концентрации этого вещества**.

Влияние концентрации на состояние равновесия подчиняется следующим правилам:

— повышение концентрации одного из исходных веществ вызывает возрастание скорости прямой реакции, и равновесие сдвигается в направлении образования продуктов реакции, и наоборот;

— повышение концентрации одного из продуктов реакции вызывает возрастание скорости обратной реакции, что приводит к смещению равновесия в направлении образования исходных веществ, и наоборот.

Например, возьмем равновесную систему



При увеличении концентрации SO_2 или NO_2 в соответствии с законом действующих масс возрастет скорость прямой реакции. Это приведет к **смещению равновесия вправо**, что вызовет расходование исходных реагентов и увеличение концентрации продуктов реакции.

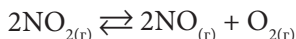
При уменьшении концентрации, например, одного из продуктов реакции система отреагирует таким образом, чтобы концентрацию продукта увеличить. Протекает **прямая реакция**, которая приводит к увеличению концентрации продуктов реакции.

Влияние изменения давления

на смещение химического равновесия

Согласно принципу Ле Шателье, **повышение давления приводит к смещению равновесия в сторону образования меньшего количества газообразных частиц, т. е. в сторону меньшего объема.**

Например, в обратимой реакции



из 2 моль NO_2 образуется 2 моль NO и 1 моль O_2 .

Стехиометрические коэффициенты перед формулами газообразных веществ указывают на количество молей газообразных веществ. Протекание прямой реакции приводит к увеличению числа молей газообразных веществ (в сумме 3 моль), а протекание обратной реакции, наоборот, уменьшает число молей газообразных веществ (2 моль).

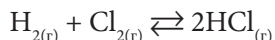
Если на такую систему оказать внешнее воздействие, например, увеличить давление, то система будет стремиться это воздействие

ослабить. **Давление может снизиться**, если равновесие данной реакции **сместится в сторону меньшего числа молей газообразного вещества, а значит, и меньшего объема, т. е. в сторону обратной реакции.**

Наоборот, **повышение давления в этой системе связано со смещением равновесия вправо** — в сторону разложения NO_2 , что приведет к увеличению количества газообразного вещества.

Если **число молей газообразных веществ до и после реакции остается постоянным, т. е. объем системы в ходе реакции не меняется**, то изменение давления одинаково влияет на скорости прямой и обратной реакций и не влияет на смещение химического равновесия.

Например, в реакции



общее количество молей газообразных веществ до и после реакции остается постоянным (равно двум) и давление в системе не меняется. Равновесие в данной системе при изменении давления не смещается.

Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия

В каждой обратимой реакции одно направление вызывает **экзотермический** процесс (выделение тепла), а противоположное — **эндотермический** (поглощение тепла). Например, в реакции синтеза аммиака прямая реакция является экзотермической, а обратная реакция — эндотермической.



При изменении температуры изменяются скорости как прямой, так и обратной реакций.

Согласно принципу Ле Шателье, **повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции. При понижении температуры равновесие смещается в направлении экзотермической реакции.**

Таким образом, повышение температуры в реакции синтеза аммиака приведет к смещению равновесия в сторону эндотерми-

ческой реакции, т. е. влево. Понижение же температуры приведет к смещению равновесия в сторону прямой экзотермической реакции, т. е. вправо.

Влияние катализатора на состояние химического равновесия

Введение катализатора в равновесную смесь в одинаковой степени снижает энергию активации как прямой, так и обратной реакции и одинаково ускоряет обе реакции. Таким образом, катализатор не влияет на смещение химического равновесия, а только ускоряет момент его наступления.

Однако роль катализатора в обратимых реакциях очень велика. Катализатор позволяет ускорить наступление химического равновесия и получить такое же количество конечного продукта, но за более короткий период.

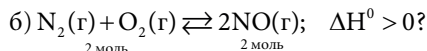
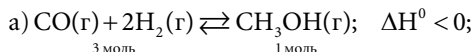
Контрольные вопросы для самопроверки знаний

1. Что понимают под скоростью химических реакций? Приведите математическое выражение скорости для гомогенных и гетерогенных реакций, единицы измерения.
2. От каких факторов зависит скорость химических реакций?
3. Объясните зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ.
4. Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ? Напишите математическое выражение закона действия масс.
5. Как зависит скорость реакции от температуры? Напишите математическое выражение правила Вант-Гоффа. Что понимают под энергией активации?
6. Какие вещества называют катализаторами, как они влияют на скорость реакции?
7. Виды катализа, примеры. Понятие о ферментативном катализе.
8. Какие реакции называют обратимыми, а какие — необратимыми? Приведите примеры.

9. Что называют химическим равновесием? Почему химическое равновесие называется динамическим?

10. Сформулируйте принцип Ле Шателье и правила смещения химического равновесия. Приведите примеры.

11. Как повлияет повышение давления и температуры на равновесие следующих обратимых реакций:



12. Как скажется на состоянии химического равновесия системы



а) увеличение концентрации метана;

б) уменьшение концентрации угарного газа;

в) уменьшение температуры?

Дайте обоснование влияния каждого из факторов.

13. Установите соответствие.

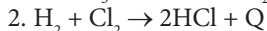
Тип реакции:

Примеры:

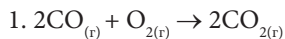
1 1) экзотермические (+Q)



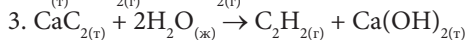
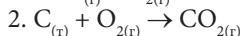
2) эндотермические (-Q)



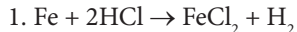
2 1) гомогенные



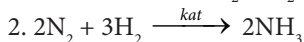
2) гетерогенные



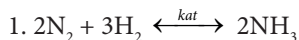
3 1) каталитические



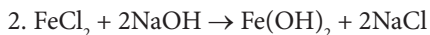
2) некаталитические



4 1) обратимые



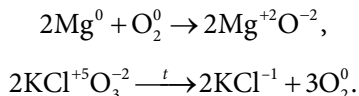
2) необратимые



9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

9.1. Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называются реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов элементов, которые входят в состав молекул реагирующих веществ:

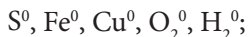


Степенью окисления называется условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что электроны, участвующие в образовании химической связи, полностью отданы атому более электроотрицательного элемента.

Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов в соединении с меньшей электроотрицательностью — положительные.

Чтобы определить степень окисления атомов элементов, которые входят в состав молекул реагирующих веществ, следует придерживаться следующих правил:

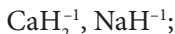
1) степень окисления атомов элементов в молекулах простых веществ всегда равна нулю, например:



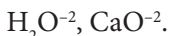
2) степень окисления атомов водорода в соединениях с неметаллами равна +1, например:



В соединениях водорода с металлами (гидриды) степень окисления атомов водорода равна –1, например:



3) степень окисления атомов кислорода в соединениях обычно равна –2, например:

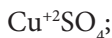


Исключениями являются:

— степень окисления кислорода во фториде кислорода (OF_2), равная +2;

— степень окисления кислорода в пероксидах (H_2O_2 , Na_2O_2), с группой –O–O–, равная –1;

4) степень окисления металлов в соединениях всегда положительная величина, например:



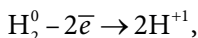
5) степень окисления неметаллов может быть и отрицательной, и положительной, например:

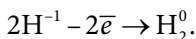
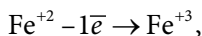


6) сумма степеней окисления всех атомов в молекуле всегда должна быть равна нулю (молекула электронейтральна).

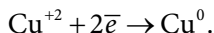
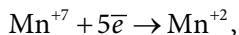
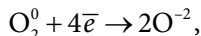
Окислительно-восстановительные реакции — это два взаимосвязанных процесса — процесс окисления и процесс восстановления.

Процессом окисления называется процесс, при котором происходит отдача электронов атомом вещества; при этом его степень окисления увеличивается, а вещество является восстановителем:





Процессом восстановления называется процесс присоединения электронов атомом вещества, при этом его степень окисления уменьшается, а вещество является окислителем:



Окислителем называется вещество, которое принимает электроны и при этом восстанавливается (степень окисления элемента понижается).

Восстановителем называется вещество, которое отдает электроны и при этом окисляется (степень окисления элемента повышается).

К **типичным восстановителям** относятся:

— некоторые простые вещества: металлы (Na, Zn, Mg, Al, Fe), неметаллы (H_2 , C, S);

— некоторые сложные вещества: сероводород (H_2S) и сульфиды (Na_2S), сульфиты (Na_2SO_3), галогеноводороды (HI, HBr, HCl) и соли галогеноводородных кислот (KI, NaBr), оксид углерода (II) (CO), аммиак (NH_3);

— катионы металлов в низших степенях окисления: SnCl_2 , MnSO_4 , FeCl_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

К **типичным окислителям** относятся:

— некоторые простые вещества: неметаллы, например, галогены (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), O_2 , O_3 , S;

— некоторые сложные вещества: азотная кислота (HNO_3), перманганат калия (K_2MnO_4), серная кислота (H_2SO_4), бихромат калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), хромат калия (K_2CrO_4), оксиды свинца (IV) (PbO_2), марганца (IV) (MnO_2), хлорат калия (KClO_3), пероксид водорода (H_2O_2).

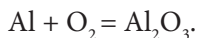
При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо учитывать, что число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем.

9.2. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций

Существуют два метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций — **метод электронного баланса** и **электронно-ионный метод (метод полуреакций)**.

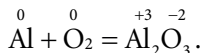
При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций **методом электронного баланса** необходимо придерживаться определенного порядка действий.

Рассматривать этот метод будем на примере реакции между алюминием и кислородом:

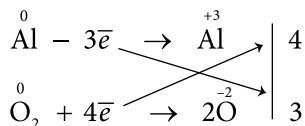


Исходя из схемы реакции, количество атомов алюминия и кислорода в левой и правой части уравнения неодинаково. Необходимо уравнивать количество электронов, которые отдает один элемент и принимает другой элемент.

Сначала определим степени окисления алюминия и кислорода:



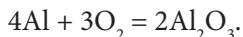
Алюминий отдает электроны (приобретает положительную степень окисления), а кислород — принимает электроны (приобретает отрицательную степень окисления). Атом алюминия отдает 3 валентных электрона и получает степень окисления +3. Два атома в молекуле кислорода принимают 4 электрона и превращаются в атомы со степенью окисления -2:



Чтобы уравнивать количество отданных и принятых электронов, члены первого уравнения надо умножить на 4, а второго — на 3. Для этого достаточно переместить количество отданных и принятых

электронов против верхней и нижней строчки таким образом, как показано на схеме вверху.

Далее в уравнении перед восстановителем (Al) следует поставить найденный коэффициент 4, а перед окислителем (O₂) — коэффициент 3. Тогда количество отданных и принятых электронов уравнивается и становится равным 12. Теперь перед продуктом реакции Al₂O₃ необходимо поставить коэффициент 2. После этого коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции будут уравнены:

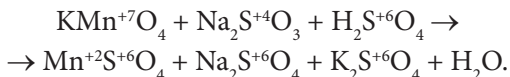


Рассмотрим порядок составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса на примере более сложной реакции между перманганатом калия и сульфитом натрия в кислой среде.

1. Сначала следует записать схему реакции (с указанием реагентов и продуктов реакции):

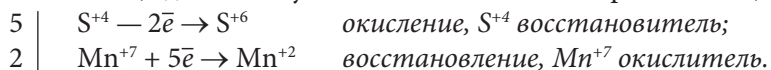


2. Далее необходимо определить степень окисления у всех атомов и выбрать те элементы, у которых изменяется ее величина:



3. После этого нужно составить схему электронного баланса. Для этого записать элементы, атомы которых изменяют степень окисления, определить, сколько электронов отдают или присоединяют соответствующие атомы или ионы, и указать процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель.

Следует уравнивать количество отданных и принятых электронов и, таким образом, определить коэффициенты при восстановителе и окислителе (в данном случае они соответственно равны 5 и 2):



4. Далее количество атомов остальных элементов необходимо уравнивать стехиометрически и заменить стрелку в схеме на знак равенства в уравнении реакции:



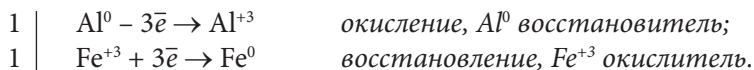
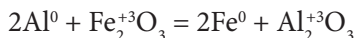
5. Если водород и кислород не изменяют своих степеней окисления, то их количество подсчитывают в последнюю очередь и добавляют нужное количество молекул воды в левую или правую часть уравнения.

9.3. Типы окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные реакции можно подразделить на три типа: межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования).

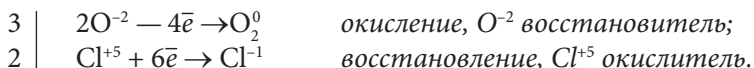
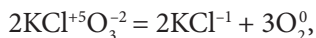
Реакции межмолекулярного окисления-восстановления — это окислительно-восстановительные реакции, окислитель и восстановитель в которых представлены молекулами разных веществ.

Например:



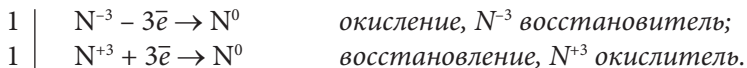
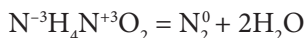
В этой реакции восстановитель (Al^0) и окислитель (Fe^{+3}) входят в состав различных молекул.

Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления — это реакции, в которых окислитель и восстановитель входят в состав одной молекулы (и представлены либо разными элементами, либо одним элементом, но с разными степенями окисления):



В этой реакции восстановитель (O^{-2}) и окислитель (Cl^{+5}) входят в состав одной и той же молекулы и представлены различными элементами.

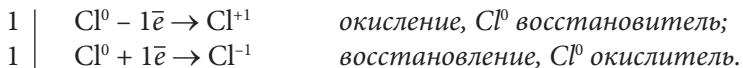
Например, в реакции термического разложения нитрита аммония меняют свои степени окисления атомы одного и того же химического элемента (азота), входящие в состав одной молекулы:



Реакции подобного типа называются **реакциями контрпропорционирования**.

Реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования) — это реакции, при протекании которых один и тот же элемент с одной и той же степенью окисления сам и повышает, и понижает свою степень окисления.

Например:



Реакции диспропорционирования возможны только в том случае, когда в исходном веществе элемент имеет промежуточную степень окисления.

Исходя из положения атомов элементов в периодической системе Менделеева, можно определить свойства простых веществ. Например, все **металлы** в окислительно-восстановительных реакциях будут **восстановителями**. Катионы металлов могут быть и окислителями. **Неметаллы** в виде простых веществ могут быть как **окислителями**, так и **восстановителями** (за исключением фтора и инертных газов).

Окислительная способность неметаллов увеличивается в периоде слева направо, а в группе — снизу вверх.

Восстановительные способности как металлов, так и неметаллов, наоборот, уменьшаются в периоде слева направо и в группе снизу вверх.

Чтобы определить, является ли сложное вещество окислителем или восстановителем, необходимо найти степень окисления всех составляющих его элементов. Элементы, находящиеся в высшей степени окисления, могут только принимать электроны и, следовательно, понижать степень окисления. Таким образом, вещества, в состав которых входят атомы элементов в высшей степени окисления, могут быть только окислителями в ОВР.

Например, HNO_3 , KMnO_4 , H_2SO_4 в окислительно-восстановительных реакциях будут выполнять функцию только окислителя. Степени окисления азота (N^{+5}), марганца (Mn^{+7}) и серы (S^{+6}) в этих соединениях имеют максимальные значения (совпадают с номером группы периодической системы, в которой находится данный элемент).

Если элементы в соединениях имеют низшую степень окисления, то они могут только отдавать электроны, тем самым повышать степень окисления. При этом вещества, которые содержат элементы в низшей степени окисления, могут выполнять только функцию восстановителя. Например, аммиак, сероводород и хлороводород (NH_3 , H_2S , HCl) — это восстановители, так как степени окисления азота (N^{-3}), серы (S^{-2}) и хлора (Cl^{-1}) являются для этих элементов низшими.

Вещества, в состав которых входят элементы, имеющие промежуточные степени окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями, в зависимости от конкретной реакции. Эти вещества, в зависимости от условий среды и наличия более сильных окислителей (восстановителей), могут проявлять в одних случаях окислительные свойства, а в других — восстановительные. К таким веществам относятся, например, пероксид водорода (H_2O_2), водный раствор оксида серы (IV), сульфиты и др.

Многие элементы входят в состав различных соединений и имеют переменную степень окисления. Например, сера в соединениях H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 и сера (S) в свободном состоянии имеет соответственно степени окисления -2 , $+4$, $+6$ и 0 . У атома серы со степенью окисления -2 валентные подуровни полностью заняты. Поэтому атом серы с минимальной степенью окисления (-2) может только отдавать электроны (окисляться) и быть только восстановителем.

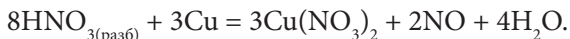
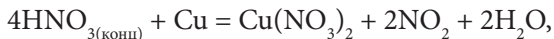
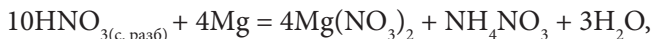
Атом серы со степенью окисления +6 уже отдал все свои валентные электроны и в данном состоянии может быть только окислителем и принимать электроны (восстанавливаться).

Атомы серы с промежуточными степенями окисления (0, +4) могут как отдавать, так и присоединять электроны, т. е. быть и восстановителями и окислителями.

9.4. Влияние основных факторов на протекание окислительно-восстановительных реакций

На характер протекания окислительно-восстановительной реакции оказывает влияние ряд факторов, таких как концентрация веществ, величина pH раствора и сила окислителя и восстановителя.

Например, концентрированная и разбавленная азотная кислота может по-разному реагировать с активными и малоактивными металлами.



Рассмотрим влияние среды раствора на протекание окислительно-восстановительных реакций.

Если в качестве окислителя используют перманганат калия (KMnO_4), то в зависимости от величины pH раствора Mn^{+7} будет восстанавливаться по-разному:

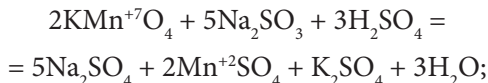
— в кислой среде (до Mn^{+2}) продуктом восстановления будет средняя соль, например, MnSO_4 в серной кислоте;

— в нейтральной среде (до Mn^{+4}) продуктом восстановления будет MnO_2 ;

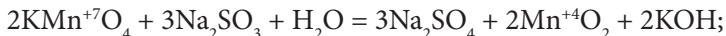
— в щелочной среде (до Mn^{+6}) продуктом восстановления будет манганат, например, K_2MnO_4 .

Так, при восстановлении раствора перманганата калия сульфитом натрия в зависимости от реакции среды будут образовываться следующие продукты:

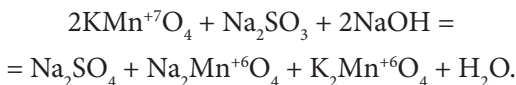
— **в кислой среде:**



— **в нейтральной среде:**

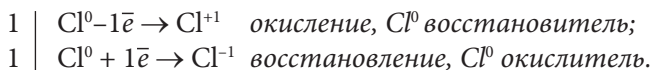


— **в щелочной среде:**

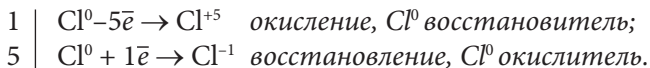


Температура системы также оказывает существенное влияние на ход окислительно-восстановительной реакции. Например, продукты взаимодействия хлора с раствором щелочи будут различны в зависимости от температурных условий.

При взаимодействии хлора с холодным раствором щелочи реакция идет с образованием хлорида и гипохлорита калия:



Если использовать в реакции горячий концентрированный раствор KOH, то в результате взаимодействия с хлором получим хлорид и хлорат калия:

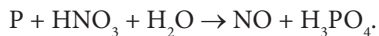


Контрольные вопросы для самопроверки знаний

1. Какие химические реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что понимают под степенью окисления атома химического элемента?
3. Как определить степень окисления химического элемента в соединении?
4. Чем обусловлено изменение степеней окисления в ходе окислительно-восстановительных реакций?
5. Что называется процессом окисления и процессом восстановления?
6. Дайте определение понятий «окислитель», «восстановитель».
7. Приведите примеры:
 - а) важнейших веществ-окислителей;
 - б) важнейших веществ-восстановителей.
8. Назовите этапы составления уравнения окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса.
9. Перечислите основные типы окислительно-восстановительных реакций (ОВР).
10. Какие факторы оказывают влияние на характер протекания окислительно-восстановительных реакций?
11. Выберите правильный ответ.
Обязательным условием протекания ОВР является:
 - а) выделение нерастворимого продукта;
 - б) образование слабого электролита;
 - в) изменение pH раствора;
 - г) изменение степени окисления.
12. Определите степени окисления элементов в соединениях:
$$\text{Br}_2, \text{CaO}, \text{SiO}_2, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{CuO}, \text{KNO}_3, \\ \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{Cu}_2\text{O}, \text{HClO}_4, \text{NaNO}_2.$$
13. Выберите правильный ответ.
Уравнениями окислительно-восстановительных реакций являются:
 - а) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$;
 - в) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$;
 - г) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$;
 - д) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$.

14. Определите степень окисления атома хрома в следующих молекулах и ионах: Cr_2O_3 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$; CrO_4^{2-} ; $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^-$; CrO_3 .

15. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты и укажите окислитель и восстановитель в следующей реакции:



БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. — 8-е изд., стер. — Санкт-Петербург [и др.] : Лань, 2014. — 743 с. — ISBN 978-5-8114-1710-0.

Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб.-практ. пособие / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 14-е изд. — Москва : Юрайт, 2015. — 236 с. — ISBN 978-5-9916-4763-2.

Глинка Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. — Москва : КноРус, 2019. — 748 с. — ISBN 978-5-406-07190-8.

Зайцев О. С. Химия : учебник для академического бакалавриата / О. С. Зайцев. — Москва : Юрайт, 2016. — 470 с. — ISBN 978-5-9916-4105-0.

Лидин Р. А. Химические свойства неорганических веществ : учеб. пособие для вузов / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева ; под ред. Р. А. Лидина. — 6-е изд., стер. — Москва : АРГАМАК-МЕДИА : ИНФРА-М, 2014. — 479 с. — ISBN 978-5-00024-015-1 (АРГАМАК-МЕДИА). — ISBN 978-5-16-009606-3 (ИНФРА-М).

Пузаков С. А. Сборник задач и упражнений по общей химии : учеб. пособие для вузов / С. А. Пузаков, В. А. Попков, А. А. Филиппова. — 5-е изд. — Москва : Юрайт, 2015. — 255 с. — ISBN 978-5-9916-2517-3.

Росин И. В. Общая и неорганическая химия. Современный курс : учеб. пособие для бакалавров / И. В. Росин, Л. Д. Томина. — Москва : Юрайт, 2015. — 1338 с. — ISBN 978-5-9916-1790-1.

Смарыгин С. Н. Неорганическая химия : практикум : учеб.-практ. пособие / С. Н. Смарыгин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова ; под ред. С. Н. Смарыгина. — Москва : Юрайт, 2013. — 414 с. — ISBN 978-5-9916-2736-8.

СЛОВАРЬ ОСНОВНЫХ ТЕРМИНОВ И ПОНЯТИЙ

А

Амфолиты — то же, что «основания амфотерные». См. также «амфотерность».

Амфотерность — способность некоторых химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от веществ, которые с ними реагируют. Амфотерные вещества (амфолиты) ведут себя как кислоты по отношению к основаниям и как основания — по отношению к кислотам.

Амфотерные вещества — вещества, проявляющие как кислотные, так и основные свойства.

Анион — отрицательно заряженный ион.

Атом — наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул простых и сложных веществ. Химические свойства элемента определяются строением его атома.

В

Валентность — свойство атомов элемента присоединять или замещать определенное число атомов или атомных групп с образованием химической связи.

Валентные электроны — электроны, которые участвуют в образовании химической связи.

Вещество. В естествознании существует ряд понятий, которым трудно дать строгое определение. Вещество — одно из таких понятий. В общем смысле оно используется для обозначения того, что заполняет пространство и имеет массу. В более узком смысле вещество — это то, из чего состоят окружающие нас предметы. В химии чаще используется понятие конкретного вещества — хлорид натрия, сульфат кальция, сахар, бензол и т. д.

Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции — это реакции, в которых атомы, изменяющие свои степени окисления, находятся в одной и той же молекулярной частице.

Водородная связь — это связь, которая возникает между молекулами, содержащими атом водорода, связанный с атомами наиболее электроотрицательных элементов: фтора, кислорода, азота, реже хлора или серы.

Водородный показатель pH — величина, характеризующая концентрацию ионов водорода и кислотность среды. pH — это отрицательный логарифм концентрации ионов водорода в растворе: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

Восстановитель — атом, молекула или ион, отдающие электроны. Во время реакции восстановитель окисляется.

Восстановление — процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. При восстановлении степень окисления понижается.

Г

Гетерогенные реакции — химические реакции между веществами, находящимися в разных фазах (разных агрегатных состояниях вещества). Например, реакция горения угля — гетерогенная реакция между твердым углеродом и газообразным кислородом. Реакция взаимодействия цинка с соляной кислотой — гетерогенная реакция между твердым цинком и раствором HCl. Гетерогенные реакции протекают не в объеме, а на границе раздела фаз — в этом их принципиальное отличие от гомогенных реакций.

Гидроксиды — сложные вещества, образующие при диссоциации одну или несколько гидроксильных групп и ион металла (или ион аммония). Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов имеют ярко выраженный основной характер, растворимы в воде, их называют щелочами.

Гидроксильная группа — группа OH.

Гидролиз — химические реакции взаимодействия заряженных частиц растворенной соли с водой, где вода проявляет амфотерные свойства, в результате чего образуются малодиссоциирующие соединения. В результате гидролиза солей среда может оказаться кислой, щелочной или нейтральной.

Гомогенные реакции — химические реакции, протекающие в однородной фазе. Обычно это реакции либо в газовой фазе (реакции между газами), либо в жидкой фазе (реакции между растворами веществ). Гомогенные реакции протекают во всем объеме реакционного сосуда — в этом их принципиальное отличие от гетерогенных реакций.

Д

Диссоциация — процесс распада на ионы в растворах или расплавах молекул сильных электролитов, которые имеют ионную (гетерополярную) кристаллическую структуру. В раствор переходят ионы, содержащиеся в составе кристаллической решетки электролита. Данный процесс необратим.

З

Закон действующих масс. Произведение молярных концентраций продуктов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, деленное на такое же произведение молярных концентраций исходных веществ в момент равновесия, есть величина постоянная при данной температуре.

Закон периодический Д. И. Менделеева. Свойства химических элементов, так же как и их простых и сложных соединений, находятся в периодической зависимости от зарядов ядер их атомов.

Заряд ядра — положительный заряд атомного ядра, равный по величине числу протонов в ядре данного элемента. Заряд ядра атома химического элемента равен его порядковому номеру в периодической системе Менделеева.

И

Ингибитор — вещество, замедляющее скорость химической реакции, которое после ее протекания остается химически неизменным.

Индикаторы (кислотно-основные) — вещества сложного строения, имеющие разную окраску в растворах кислот и оснований. Бывают индикаторы и для других веществ (не кислотно-основные). Например, крахмал — индикатор на появление в растворе йода (дает синюю окраску).

Ионизация — эндотермический процесс образования ионов из нейтральных атомов или молекул. Процесс ионизации является обратимым.

Ионы — заряженные частицы.

К

Катализ — явление изменения скорости химической реакции, вызванное особым механизмом ее протекания и обусловленное присутствием в зоне реакции катализатора.

Катализатор — вещество, увеличивающее скорость химической реакции, которое после ее протекания остается химически неизменным.

Катион — положительно заряженный ион.

Кислотные свойства — свойства вещества, характерные для кислот.

Кислоты — сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотного остатка.

Кислоты бескислородные — кислоты, молекулы которых в своем составе не содержат атомов кислорода.

Кислоты двухосновные — кислоты, молекулы которых в своем составе содержат два атома водорода.

Кислоты кислородсодержащие — кислоты, молекулы которых в своем составе содержат атомы кислорода.

Кислоты одноосновные — кислоты, молекулы которых в своем составе содержат один атом водорода.

Кислоты трехосновные — кислоты, молекулы которых в своем составе содержат три атома водорода.

М

Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции — реакции, в которых атомы, изменяющие свои степени окисления, находятся в разных по своей химической природе атомных или молекулярных частицах.

Металлы — твердые при комнатной температуре вещества (за исключением ртути), с металлическим блеском, высокой тепло- и электропроводностью. Атомы металлов при химических взаимодействиях отдают электроны, образуя при этом положительно заряженные ионы.

Метод полуреакций (ионно-электронный метод) — метод, основанный на составлении ионных уравнений для процесса окисления и процесса восстановления с последующим суммированием их в общее уравнение.

Метод электронного баланса — метод уравнивания коэффициентов ОВР, при котором сравнивают степени окисления атомов в исходных и конечных веществах, руководствуясь правилом: число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем.

Молекула — нейтральная по заряду совокупность атомов, связанных вследствие химического взаимодействия в определенном порядке (т. е. обладающая определенной структурой), не имеющая, как правило, не-

спаренных электронов и способная к самостоятельному существованию. Молекула — это наименьшая частица данного вещества.

Н

Насыщенный раствор — раствор, находящийся в равновесии с растворенным веществом и содержащий максимально возможное для данных условий количество этого вещества.

Неметаллы — вещества, состоящие из молекул: газы, жидкости, летучие, твердые вещества; не обладают металлическим блеском, имеют низкую тепло- и электропроводность. Атомы неметаллов способны принимать электроны для завершения внешнего энергетического уровня, образуя при этом отрицательно заряженные ионы.

Неорганическая химия — наука, занимающаяся изучением строения неорганических соединений, установлением связи их строения со свойствами и реакционной способностью, разработкой методов синтеза и глубокой очистки неорганических веществ.

Неэлектролиты — вещества, которые при растворении в воде или при расплавлении не распадаются на ионы и не проводят электрический ток.

О

Окисление — процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. При окислении степень окисления атомов химических элементов повышается.

Окислители — атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны. Во время реакции они восстанавливаются.

Окислительно-восстановительные реакции — реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Оксиды — сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых — кислород со степенью окисления -2 .

Оксиды амфотерные — оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства, т. е. обладают двойственной реакционной способностью и образованы металлами со степенью окисления $+3$ или $+4$. Амфотерные свойства проявляют также BeO , ZnO , PbO , SnO .

Оксиды кислотные — оксиды, которым соответствуют кислоты; образованы неметаллами и металлами, проявляющими степени окисления +5, +6, +7.

Оксиды несолеобразующие (безразличные) — не проявляют ни кислотных, ни основных, ни амфотерных свойств и не образуют соль (CO , NO , N_2O).

Оксиды основные — оксиды, которым соответствуют основания; образованы только металлами со степенью окисления +1, +2, за исключением $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, которые проявляют амфотерные свойства.

Оксиды солеобразующие — обладают способностью образовывать кислоты, основания и соли.

Основания — электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Основания двухосновные — содержат две OH -группы в своем составе.

Основания одноосновные — содержат одну OH -группу в своем составе.

Основные свойства — свойства веществ, характерные для основания.

II

Периодическая система химических элементов (таблица Менделеева) — упорядоченное множество химических элементов, их естественная классификация, которая является графическим выражением периодического закона химических элементов.

Правило Вант-Гоффа. При повышении температуры скорость большинства химических реакций существенно увеличивается, причем для реакций в гомогенных системах при нагревании на каждые 10°C скорость реакции возрастает в 2–4 раза.

Принцип Ле Шателье (о направлении сдвига химического равновесия). Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то в системе произойдет смещение равновесия, которое ослабит эффект внешнего воздействия.

Простые вещества — вещества, молекулы которых состоят из атомов одного химического элемента.

Процесс восстановления — процесс принятия электронов атомом или ионом, степень окисления при этом понижается.

Процесс окисления — процесс отдачи электронов атомом или ионом.

Р

Раствор — гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, содержание которых можно изменять в некоторых пределах без нарушения однородности, а также из продуктов взаимодействия веществ.

Раствор концентрированный — содержит значительное количество растворенного вещества.

Раствор разбавленный — содержит очень мало частиц растворенного вещества.

Реагенты — исходные вещества в химической реакции. Формулы реагентов записываются всегда в левой части уравнения химической реакции.

Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) — реакции, которые сопровождаются одновременным увеличением или уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента, первоначально находящегося в одном определенном состоянии.

Реакции конпропорционирования — процессы, в результате которых происходит выравнивание степени окисления атомов одного и того же элемента, находящегося в исходном веществе в разных состояниях.

Реакция замещения — реакция между простыми и сложными веществами, в результате которой атомы простого вещества замещают один из видов атомов сложного вещества, при этом образуются новые простые и сложные вещества.

Реакция необратимая — реакция, протекающая в данных условиях до конца, т. е. до полного превращения исходных веществ в продукты реакции.

Реакция обмена — реакция между сложными веществами, в результате которой они обмениваются своими составными частями, при этом образуются два новых сложных вещества.

Реакция обратимая — реакция, протекающая в данных условиях одновременно с одинаковыми скоростями в двух взаимно противоположных направлениях.

Реакция окислительно-восстановительная — реакция, при которой происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.

Реакция разложения — реакция, в которой из одного сложного исходного вещества образуется несколько новых менее сложных или простых веществ.

Реакция соединения — реакция, в результате которой из двух или нескольких простых или сложных веществ образуется одно более сложное вещество.

Реакция экзотермическая — реакция, протекающая с выделением тепла.

Реакция эндотермическая — реакция, протекающая с поглощением тепла.

С

Скорость химической реакции — изменение концентраций реагентов или продуктов реакции в единицу времени. Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам (закон действующих масс для скорости химической реакции).

Сложные вещества, или химические соединения — состоят из атомов различных химических элементов, связанных друг с другом химической связью.

Смесь — система, состоящая из молекул или атомов двух или нескольких веществ (неважно — простых или сложных). Вещества, из которых состоит смесь, могут быть отделены друг от друга. Примеры: воздух, морская вода, сплав двух металлов, раствор сахара в воде и т. д.

Соли — сложные вещества, при диссоциации которых в водном растворе образуются катионы металлов (или ион аммония) и анионы кислотных остатков.

Соли двойные — соли, состоящие из двух ионов разных металлов и кислотного остатка.

Соли кислые — продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла.

Соли комплексные — соли, в состав которых входят комплексные ионы (катионы или анионы), ион металла или кислотного остатка.

Соли основные — продукты неполного замещения OH-групп в многоосновных основаниях кислотными остатками.

Соли средние — продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или полного замещения OH-групп в молекуле основания кислотными остатками.

Степень окисления — формальный заряд атома, вычисленный исходя из предположения, что все связи между атомами в молекуле ионные.

Структурные формулы — изображение молекулы, в котором показан порядок соединения атомов друг с другом. Химические связи в таких формулах обозначаются черточками. Например: $\text{Cl}-\text{Ca}-\text{Cl}$ (структурная формула молекулы CaCl_2), $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ (структурная формула молекулы CO_2) и т. д.

Х

Химическая кинетика — раздел общей химии, задача которого состоит в объяснении качественных и количественных изменений химических процессов, происходящих во времени.

Химический элемент — это совокупность атомов, имеющих одинаковый заряд ядра.

Химические явления — явления, при которых одни вещества, обладающие определенным составом и свойствами, превращаются в другие вещества — с другим составом и другими свойствами. При этом в составе атомных ядер изменений не происходит. Химические явления называют иначе химическими реакциями.

Химия — это наука о составе, строении и свойствах веществ, их превращениях и тех явлениях, которыми сопровождаются превращения одних веществ в другие.

Щ

Щелочь — растворимое в воде сильное основание. Все щелочи (NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$) в водных растворах распадаются на катионы металлов и гидроксид-ионы OH^- .

Э

Электрон — элементарная частица, носитель наименьшей массы и наименьшего электрического заряда в природе.

Электроотрицательность — способность атомов химического элемента оттягивать на себя электронную пару в молекуле.

Элемент — разновидность атомов, имеющих одинаковый заряд (одинаковое число протонов в ядре).

Энергия активации (E_a) — это та дополнительная энергия (к средней энергии E сталкивающихся частиц), которая необходима, чтобы столкновение привело к химической реакции. Энергию активации иногда называют также энергетическим барьером. Каждая химическая реакция имеет свою энергию активации. Значения E_a для реакций между нейтральными молекулами составляют, как правило, от 80 до 240 кДж/моль. На величину E_a не влияет температура, но может повлиять присутствие катализатора.

Энергия ионизации — энергия, которую необходимо затратить для полного удаления одного электрона из атома.

ОТВЕТЫ НА КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ ЗНАНИЙ

2. Металлы и неметаллы

11. N, P, Si, I, C. 12. б. 13. в. 14. Неметаллические свойства по периоду слева направо увеличиваются, а по группе сверху вниз — уменьшаются: $\text{Si} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{O}$. 15. б.

3. Оксиды

11. а.

12.

1	2	3	4
A	B	A	B

13. FeO, K₂O, MgO, CrO.

14. г.

15. $\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$ — оксид лития,

$\text{HClO} \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_3$ — оксид хлора (III),

$\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_5$ — оксид мышьяка (V),

$\text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3$ — оксид мышьяка (III),

$\text{HAsO}_3 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_5$ — оксид мышьяка (V),

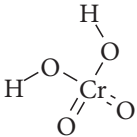
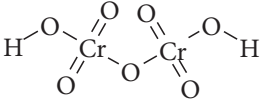
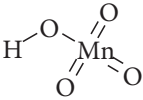
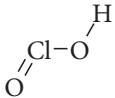
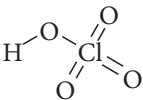
$\text{HNO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$ — оксид азота (III),

$\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ — оксид алюминия.

4. Кислоты

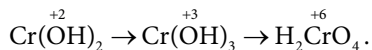
11. г. 12. б. 13. г. 14. Азотная, серная, сернистая, угольная, ортофосфорная.

15.

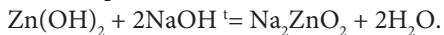
$\text{H}_2(\text{CrO}_4)^{2-}$		Хромовая кислота
$\text{H}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$		Дихромовая кислота
$\text{H}(\text{MnO}_4)^{-}$		Марганцовая кислота
$\text{H}(\text{ClO}_2)^{-}$		Хлористая кислота
$\text{H}(\text{ClO}_4)^{-}$		Хлорная кислота

5. Основания

11. в. 12. б. 13. С увеличением степени окисления элементов усиливаются кислотные свойства их гидроксидов:



14. 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, так как это амфотерный гидроксид:



15.

А	Б	В	Г
5	4	2	1

6. Соли

11.

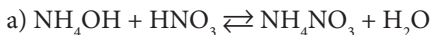
1	2	3	4
В	А	Д	Б

12. б. 13. б. 14. з. 15. 2) AlPO_4 , так как это соль ортофосфорной кислоты:
 $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$.

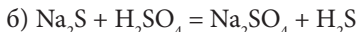
7. Классификация химических реакций

11. б. 12. в. 13. а. 14. в.

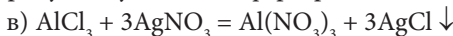
15. Составим для указанных веществ молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций:



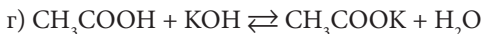
$\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$ — обратимая, так как среди исходных веществ и продуктов реакции имеются слабые электролиты;



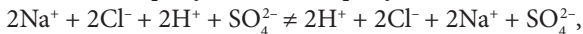
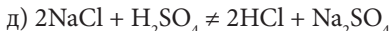
$\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S}$ — необратимая, так как в результате реакций один из продуктов уходит из сферы реакции в виде газа — H_2S ;



$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$ — необратимая, так как в результате реакций один из продуктов уходит из сферы реакции в виде осадка — AgCl ;



$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$ — обратимая, так как среди исходных веществ и продуктов реакции имеются слабые электролиты;



реакция не протекает, так как исходные вещества являются сильными электролитами, при взаимодействии которых не образуются малорастворимые или малодиссоциирующие вещества. При смешивании этих веществ в растворе находится смесь ионов.

8. Общие закономерности химических реакций

11. а) Протекание реакции в прямом направлении приводит к уменьшению общего числа молей газов, т. е. к уменьшению давления в системе. Поэтому, согласно принципу Ле Шателье, повышение давления вызывает смещение равновесия в сторону прямой реакции. Как видно из уравнения

реакции, прямая реакция является экзотермической, т. е. идет с выделением теплоты. Следовательно, повышение температуры вызывает смещение равновесия в сторону обратной реакции.

б) Число молей газов в правой и левой частях уравнения одинаково, поэтому при изменении давления равновесие не смещается. Прямая реакция является эндотермической, следовательно, повышение температуры приводит к смещению равновесия в сторону прямой реакции.

12. а) Увеличение концентрации CH_4 смещает равновесие влево, так как приводит к увеличению скорости обратной реакции, в ходе которой он расходуется.

б) Уменьшение концентрации оксида углерода (IV) смещает равновесие вправо, т. е. в сторону его образования.

в) Уменьшение температуры смещает равновесие влево, так как это эндотермическая реакция.

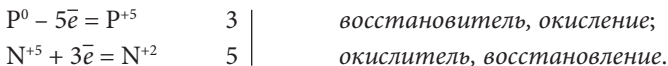
13.

1	1Б; 2А
2	1А, Б; 2В
3	1Б; 2А
4	1А; 2Б

9. Окислительно-восстановительные реакции

11. г. 12. Br_2^0 , $\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$, $\text{Si}^{+4}\text{O}_2^{-2}$, $\text{H}_2^{+1}\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2}$, $\text{Cu}^{+2}\text{O}^{-2}$, $\text{K}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$, $\text{Fe}^{+3}(\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2})_3$, $\text{Cu}_2^{+1}\text{O}^{-2}$, $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^{-2}$, $\text{Na}^{+1}\text{N}^{+3}\text{O}_2^{-2}$. 13. в, г. 14. $\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3$; $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$; $\text{KCr}^{+3}(\text{SO}_4)_2$; Cr^{+7}O ; $[\text{Cr}^{+3}(\text{OH})_6]^{-3}$; Cr^{+6}O_3 .

15. Составляем электронный баланс:



ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица Менделеева

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ										
PERIODS	GROUPS OF ELEMENTS									
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
H 1 Водород							He 2 Гелий			
Li 3 Литий	Be 4 Бериллий	B 5 Бор	C 6 Углерод	N 7 Азот	O 8 Кислород	F 9 Фтор	Ne 10 Неон			
Na 11 Натрий	Mg 12 Магний	Al 13 Алюминий	Si 14 Кремний	P 15 Фосфор	S 16 Сера	Cl 17 Хлор	Ar 18 Аргон			
K 19 Калий	Ca 20 Кальций	Sc 21 Скандий	Ti 22 Титан	V 23 Ванадий	Cr 24 Хром	Mn 25 Марганец	Fe 26 Железо			
63,546 Cu 29 Медь	65,39 Zn 30 Цинк	Ga 31 Галлий	Ge 32 Германий	As 33 Мышьяк	Se 34 Селен	Br 35 Бром	Kr 36 Криптон			
Rb 37 Рубидий	Sr 38 Стронций	Y 39 Иттрий	Zr 40 Цирконий	Nb 41 Ниобий	Mo 42 Молибден	Tc 43 Технеций	Ru 44 Рутений			
107,868 Ag 47 Серебро	112,41 Cd 48 Кадмий	In 49 Индий	Sn 50 Олово	Sb 51 Сурьма	Te 52 Теллур	I 53 Йод	Xe 54 Ксенон			
Cs 55 Цезий	Ba 56 Барий	La 57 Лантан	Hf 72 Гафний	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам	Re 75 Рений	Os 76 Осний			
196,967 Au 79 Золото	200,59 Hg 80 Ртуть	Pt 78 Платина	Pb 82 Свинец	Bi 83 Висмут	Po 84 Полоний	At 85 Астат	Rn 86 Радон			
Fr 87 Франций	Ra 88 Радий	Ac 89 Актиний	Rf 104 Резерфордий	Db 105 Дубний	Sg 106 Сгабордий	Bh 107 Борий	Hs 108 Хассий			
[280] Rg 111 Рентгений	[285] Cn 112 Коперниций	Nh 113 Нихоний	Fl 114 Флеровий	Mc 115 Московский	Lv 116 Ливерморий	Ts 117 Теннесси	Og 118 Оганессон			
* 58 Ce 140,12 Церий	60 Nd 144,24 Неодим	62 Sm 150,36 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 162,50 Тербий	66 Dy 164,93 Диспрозий	67 Ho 167,3 Иттербий	68 Er 168,93 Тулий	69 Yb 173,04 Лютеций	71 Lu 174,97 Лютеций
** 90 Th 232,04 Торий	92 U 238,03 Уран	94 Np 237,05 Нептуний	95 Pu 244,06 Плутоний	96 Am 243,06 Америций	97 Cm 247,07 Кюрий	98 Bk 251,08 Берклий	99 Cf 252,08 Калифорний	100 Es 257,10 Фермий	101 Fm 258,10 Менделеев	103 No 260,11 Нобелий
										105 Lr 262,10 Лоренсий

Таблица растворимости кислот, оснований, солей

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au

активность металлов уменьшается →

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
ОН ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Н	М	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	—	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	—	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	Н	?	?
HSO ₃ ⁻	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	Н	Н	?	?
HSO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	—	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	М	?	?	?	?	?	?
HPO ₄ ²⁻	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	?	Н	?	?	?	М	Н	?
H ₂ PO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	—	?	?
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	?
HCO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	Н	Н	?	?	?	?	?

«Р» — растворяется (с 1 г на 100 г H₂O).

«Н» — мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O).

«?» — растворимость (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O).

«—» — в водной среде разлагается.

«?» — для растворимых соединений в существующих окислителях.

РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ

H, As, I, Si, P, Se, S, Br, Cl, N, O, F

↑
уменьшение электроотрицательности

Р⁺ — растворится (≥ 1 г на 100 г H₂O)
 М⁺ — мало растворится (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)
 Н⁺ — не растворяется (меньше 0,01 г на 100 г воды)
 — — не исследована растворимость
 ? — нет достоверных сведений о существовании соединений

РЯД ЭЛЕКТРОПРОВОДИТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ
 H, As, I, Si, P, Se, C, Br, Cl, N, O, F
 усиление электропроводности →

Изменение окраски индикаторов в зависимости от среды

Индикатор	Цвет более кислой формы		Цвет более щелочной формы	
Метиловый фиолетовый		Желтый		Зеленый
Крезоловый красный		Красный		Желтый
Метиловый фиолетовый		Зеленый		Синий
Тимоловый синий		Красный		Желтый
Метиловый фиолетовый		Синий		Фиолетовый
(Ди)метиловый желтый		Красный		Желтый
Бромфеноловый синий		Желтый		Сине-фиолетовый
Конго красный		Красный		Синий
Метиловый оранжевый		Красный		(Оранжево-) желтый
Бромкрезоловый зеленый		Желтый		Синий
Бромкрезоловый синий		Желтый		Синий
Лакмоид		Красный		Синий
Метиловый красный		Красный		Желтый
Хлорфеноловый красный		Желтый		Красный
Лакмус (азолитмин)		Красный		Синий
Бромкрезоловый пурпурный		Желтый		Ярко-красный
Бромтимоловый синий		Желтый		Синий
Нейтральный красный		Красный		Янтарно-желтый
Феноловый красный		Желтый		Ярко-красный
Крезоловый красный		Желтый		Темно-красный
Тимоловый синий		Желтый		Синий
Фенолфталеин		Бесцветный		Малиново-красный
Тимолфталеин		Бесцветный		Синий
Ализариновый желтый ЖЖ		Бледно-лимонно-желтый		Коричнево-желтый
Нильский голубой		Синий		Красный
Диазофиолетовый		Желтый		Фиолетовый
Индигокармин		Синий		Желтый

Значение рН для некоторых кислот

Формула кислоты	Значение рН (0,1 моль/л)	Сила кислоты
HCl	1,0	Сильная
HNO ₃	1,0	Сильная
H ₂ SO ₄	1,2	Сильная
H ₃ PO ₄	1,5	Слабая
HF	2,1	Слабая
HNO ₂	2,2	Слабая
H ₂ CO ₃	3,8	Слабая
H ₂ S	4,1	Слабая
H ₃ BO ₃	5,2	Слабая

Качественные реакции на катионы и анионы

Цвет осадка	Качественная реакция
Белый творожистый	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$
Белый осадок	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
Осадок светло-желтого цвета	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$
Осадок желтого цвета	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$ $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
Осадок бурого цвета	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
Осадок оранжевого цвета	$\text{Sb}^{3+} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow \text{Sb}_2\text{S}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Na}^+$
Осадок кирпично-красного цвета	$\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{AgCrO}_4 \downarrow$
Осадок зеленого цвета	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{Na}^+$
Осадок голубого цвета	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
Осадок синего цвета	$3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$ $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow$
Осадок сине-зеленого цвета	$\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$
Осадок черного цвета	$\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{FeS} \downarrow$ $\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{NiS} \downarrow$ $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$ $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS} \downarrow$ $\text{Hg}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{HgS} \downarrow$ $\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$

Учебное издание

Иванцова Мария Николаевна
Селезнева Ирина Станиславовна

ОСНОВЫ СТРОЕНИЯ И СВОЙСТВА
БИОНЕОРГАНИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЙ

Учебное пособие

Заведующий редакцией *М. А. Овечкина*
Редактор *Н. В. Чапаева*
Корректор *Н. В. Чапаева*
Компьютерная верстка *В. К. Матвеев*

Подписано в печать 16.07.2020 г. Формат 60 × 84 ¹/₁₆.
Бумага офсетная. Цифровая печать. Усл. печ. л. 8,6.
Уч.-изд. л. 6,8. Тираж 100 экз. Заказ 34.

Издательство Уральского университета
Редакционно-издательский отдел ИПЦ УрФУ
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4
Тел.: +7 (343) 389-94-79, 350-43-28
E-mail: rio.marina.ovechkina@mail.ru

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4
Тел.: +7 (343) 358-93-06, 350-58-20, 350-90-13
Факс: +7 (343) 358-93-06
<http://print.urfu.ru>

